EL PREUNIVERSITARIO DE CHILE



Química

Ciencias Plan Común

Química

Ciencias Plan Común

Cpech

EL PREUNIVERSITARIO DE CHILE

LIBROCES001QM-A17V1

Han colaborado en esta edición

Directora Académica
Paulina Núñez Lagos

Directora de Desarrollo Académico e Innovación Institucional
Katherine González Terceros

Equipo Editorial
Patricia Cortez Gallardo
Claudia Tapia Silva

Equipo Gráfico y Diagramación
Pamela Martínez Fuentes
Vania Muñoz Díaz
Elizabeth Rojas Alarcón

Imágenes
Archivo Cpech

Autor : CEPECH S.A.

N° de Inscripción : 273.865 del 09 de enero de 2017.

Año Impresión 2017

Impreso en A Impresores S.A.

Índice

Índice

Capítulo 5: Química orgánica 105

Capítulo 6: Reacciones en química orgánica 139

Como tú sabes, la PSU tiene como propósito evaluar algunas de las competencias que necesitas para ingresar a la carrera elegida. Es necesario que comprendas que este instrumento no mide un contenido específico en sí mismo, sino lo que tú debes saber hacer con ese contenido, por ejemplo, aplicarlo en la resolución de un problema.

Por esta razón, te invitamos a utilizar el libro que tienes en tus manos en conjunto con los recursos de aprendizaje creados especialmente para ti: ejercicios organizados según los temas, guías y videos con resolución de preguntas de ensayos; además del GPS académico, donde se detalla el número de las páginas en las que encontrarás los contenidos que, según tus resultados, debes reforzar. Para acceder a ellos, ingresa a la intranet de Cpech.

No olvides descargar en tu celular la aplicación con estos libros en su versión digital.

Paulina Núñez Lagos
Directora Académica

Habilidades evaluadas

- **Cognitivas**

Reconocimiento: reconocer información explícita que no implica un mayor manejo de contenidos, sólo recordar información específica, definiciones, hechos.
Comprensión: además del conocimiento explícito de la información, ésta debe ser relacionada para manejar el contenido evaluado, interpretando información en un contexto distinto al que se aprendió.
Aplicación: es el desarrollo práctico tangible de la información que permite aplicar los contenidos asimilados a la resolución de problemas. En ciencias permite llevar el conocimiento científico a la vida diaria.
ASE (Análisis, Síntesis y Evaluación): es la más compleja de las habilidades evaluadas. Implica reconocer, comprender, interpretar e inferir información a partir de datos que no necesariamente son de conocimiento directo, y que exige reconocer las partes que forman un todo y las relaciones de causalidad entre ellas.

- **HPC (Habilidades de Pensamiento Científico)**

  Habilidades de razonamiento y saber-hacer involucradas en la búsqueda de respuestas acerca del mundo natural, basadas en la evidencia.

Íconos didácticos

Conceptos fundamentales		Indica aquellos conceptos importantes referidos al capítulo que no debes olvidar ni confundir.
Actividades		Indica recursos didácticos que con una estructura distinta a un ejercicio PSU te ayudarán a aplicar los conceptos.
Sabías que...		Indica relaciones importantes respecto a la aplicación real de contenidos, con la finalidad de que los asocies de manera didáctica.
Ojo con		Indica datos relevantes que debes manejar respecto a un contenido.
Esquema de síntesis		Indica el desarrollo de un esquema de contenido a través del cual se sintetizan los contenidos más relevantes de uno o más temas de un capítulo.

Capítulo 1

Habilidades de Pensamiento Científico



Aprendizajes Esperados

- ✓ Comprender qué son las Habilidades de Pensamiento Científico.
- ✓ Conocer el método científico.
- ✓ Analizar los componentes del método científico.
- ✓ Ejercitar preguntas de Habilidades de Pensamiento Científico.

Introducción

En los últimos años, la enseñanza de las ciencias ha experimentado un fuerte cambio, teniendo como propósito que los estudiantes adquieran una comprensión del mundo natural y tecnológico y que se apropien de procesos, habilidades y actitudes características del quehacer científico.

A partir de lo anterior surgen las Habilidades de Pensamiento Científico, las cuales corresponden a habilidades de razonamiento y saber-hacer involucradas en la búsqueda de respuestas acerca del mundo natural, basadas en evidencias que promueven una reflexión científica y permiten que el estudiante sea capaz de conocer sus propios procesos de aprendizaje y tenga el control sobre los mismos. Estas habilidades no obedecen a una metodología o a una secuencia de pasos claramente definida a desarrollar, como ocurre con el método científico. En muchos casos, una habilidad puede ser trabajada en forma independiente de las restantes y, en otras situaciones, puede ser abordada en forma integrada, según las necesidades de un determinado contenido.

Las habilidades de razonamiento y saber-hacer no se desarrollan en el vacío, sino que están íntimamente conectadas a los contenidos propios de los ejes temáticos de los tres subsectores de Ciencias: Biología, Física y Química, siendo a su vez transversales a cada área (DEMRE, 2015).

De acuerdo al DEMRE (2015), algunas Habilidades de Pensamiento Científico incluyen, por ejemplo:

- La formulación de preguntas.
- La observación.
- La descripción y registro de datos.
- El ordenamiento e interpretación de información.
- La elaboración y análisis de hipótesis, procedimientos y explicaciones.
- La argumentación y debate en torno a controversias y problemas de interés público.
- La discusión y evaluación de implicancias éticas o ambientales relacionadas con la ciencia y la tecnología.

I. Observación, interpretación y pregunta de investigación

Observación

Es un proceso fundamental en el aprendizaje de las ciencias y es el primer paso en una investigación. Observar no es sinónimo de mirar, ya que consiste en mantener la atención puesta en un determinado objeto o fenómeno, con el objetivo de adquirir algún conocimiento sobre su comportamiento o sus características.

Es importante diferenciar entre observar e interpretar. Las observaciones las hacemos a través de nuestros sentidos, de lo que directamente vemos, olemos o tocamos y las interpretaciones son elaboraciones mentales a partir de esas observaciones.

Ejemplo: ciertas superficies metálicas en contacto con el aire se cubren de una capa de color rojizo y se debilitan, especialmente en ambientes húmedos. A partir de estas observaciones podemos preguntarnos a qué se debe este fenómeno y formular una posible explicación o hipótesis.

Pregunta de investigación

Una vez que se ejecuta la observación y se encuentra un problema de investigación, es necesario definirlo a través de una pregunta, que debe ser congruente con la realidad o el fenómeno observado y debe adherirse a la lógica.

Para plantear la pregunta de investigación se debe considerar:

- Que comience con un "qué", "cómo", "dónde", "cuándo", "cuál" o "para qué es". Evitar utilizar el "por qué" ya que su respuesta puede ser muy amplia y es más difícil de contestar.

- Que la respuesta no sea un simple "sí" o "no".

- Evitar preguntar por estados mentales de otras personas, por ejemplo: "¿Por qué Tolomeo pensó que la tierra está en el centro del universo?"

- Evitar plantear preguntas sobre estados futuros de cosas, ya que el futuro es, por definición, inaccesible a la investigación empírica. Ejemplo: "¿Puede la biotecnología eliminar los problemas de salud pública en el próximo siglo?"

- Evitar formular preguntas totalizantes, ya que son muy difíciles de resolver de manera plausible en una investigación. Por ejemplo: "¿Cuál es el sentido de la existencia?" "¿Cómo funciona el universo y sus alrededores?"

Una vez formulada la pregunta de investigación, se plantea una hipótesis para dar una o más respuestas lógicas al problema, la que será sometida a experimentación para determinar si se acepta o se rechaza.

2. Predicción, inferencia, hipótesis, postulado, teoría, ley y principio

Predicción

Predecir es anunciar con anticipación la realización de un fenómeno o declarar precisamente lo que ocurrirá en determinadas condiciones específicas. Para que este proceso se pueda dar es necesario hacer previamente observaciones y mediciones. Ejemplo: los meteorólogos observan y miden los datos atmosféricos y pueden predecir cómo estará el tiempo de una región.

Inferencia

Inferir es interpretar o explicar un fenómeno con base en una o varias observaciones. Una inferencia debe ser apoyada o comprobada con nuevas observaciones, de lo contrario se convierte en una suposición o adivinanza. Ejemplo: al encender un ventilador se corta la luz de toda la casa. Se puede inferir que el ventilador hizo un cortocircuito, pero para que esta inferencia pueda validarse es necesario realizar otras observaciones.

Hipótesis

Es una respuesta provisional a una pregunta de investigación que ha sido formulada a través de la recolección de información y datos. Permite orientar el proceso de investigación y llegar a conclusiones concretas.

Para formular una hipótesis se deben tener en cuenta los siguientes puntos:

- Debe ser afirmativa, clara, concreta y sin ambigüedad.
- Debe presentar referencias empíricas y ser objetiva para que cualquier investigador la pueda replicar, si no se trasforma en un juicio de valor.
- Debe incluir los elementos de la investigación, sus variables y enfoques.
- Debe ser un enunciado que se pueda someter a prueba.

Ejemplo: se quiere estudiar el fenómeno de la contaminación en Santiago en los últimos 20 años. Para ello se formula la siguiente pregunta de investigación: ¿Qué efectos tiene la contaminación en la Región Metropolitana?

Una hipótesis podría ser:

"La contaminación ambiental en la región metropolitana produce un aumento de la incidencia de enfermedades respiratorias en la población, con respecto a zonas menos contaminadas".

Postulado

Es una expresión que presenta una verdad sin demostraciones ni evidencias, pero que es admitida aún pese a la falta de pruebas y que, a su vez, sirve de fundamento para razonamientos posteriores. La aceptación del postulado está dada por la inexistencia de otras expresiones a las que pueda referirse y por la necesidad de emplearlo en un razonamiento posterior. Por ejemplo, los postulados de la teoría de la relatividad de Einstein.

Teoría

Es una explicación basada en la observación, la experimentación y el razonamiento, que ha sido probada, confirmada y apoyada por diversas pruebas científicas, aunque puede ser refutada en algún momento por la comunidad científica si aparecen pruebas que la contradigan. Un ejemplo es la teoría de la evolución por selección natural de Darwin y Wallace, que explica el origen y evolución de las especies en el planeta Tierra.

Ley

Es un conjunto de reglas y normas que describen una relación constante entre dos o más variables que influyen en el comportamiento de una parte de la naturaleza. Toda ley debe estar sustentada en evidencia empírica, es universalmente aceptada por la comunidad científica y puede ser enunciada en forma verbal y/o a través de ecuaciones matemáticas. Por ejemplo: leyes de Newton, leyes de Mendel, ley de conservación de la materia, etc.

Principio

Es un concepto o una idea fundamental que sirve de base para un razonamiento. También se le considera como una ley de tipo general, que permite regular un conjunto de fenómenos físicos, sociales o científicos.

3. Procedimiento experimental, variable, grupo control, grupo experimental y modelo

Procedimiento experimental

Una vez formulada la hipótesis, el científico debe comprobar a través de un procedimiento experimental si esta es verdadera o falsa. Experimentar consiste en reproducir y observar varias veces un hecho o fenómeno que se quiere estudiar, modificando las circunstancias o variables que se consideren convenientes.

Variable

Una variable es todo aquello que puede asumir diferentes valores en una investigación, desde el punto de vista cualitativo y cuantitativo. En cada procedimiento experimental se presentan variables que se quieren medir, controlar y estudiar. Estas variables deben estar identificadas antes de iniciar la investigación y ser susceptibles de medición. Por ejemplo: intensidad lumínica, temperatura, masa de un reactante, etc.

Según sus características, las variables se pueden clasificar en:

- **Variable independiente:** es aquella cuyo valor no depende de otra variable. Se denomina variable manipulada ya que se puede modificar y afectar a las otras variables.

- **Variable dependiente:** es aquella cuyo valor cambia al manipular la variable independiente. Se denomina también variable respuesta, ya que está influenciada por los valores de la(s) variable(s) independiente(s) del sistema.

- **Variable controlada:** es aquella que no es de interés para el estudio, pero que debe mantenerse constante entre tratamientos porque puede tener un efecto sobre la variable dependiente.

Ejemplo: Si nos preguntamos cómo influye la temperatura en el crecimiento de los tomates, la temperatura es la variable independiente o manipulada por el investigador, y el crecimiento de los tomates, la variable dependiente o de interés. Para asegurarse que la diferencia en el crecimiento de los tomates se debe a la temperatura y no a otros factores, se debe mantener constante la cantidad de agua, luz y sustrato que se le da a las plantas, estas últimas corresponden a variables controladas.

Grupo control y grupo experimental

En un experimento controlado debemos tener dos grupos de prueba: un grupo control y un grupo experimental. El grupo control y el grupo experimental son sometidos a las mismas condiciones, modificando solamente la(s) variable(s) en estudio. De esta manera, se observan los resultados y se registran las diferencias entre ambos grupos para poder elaborar una conclusión.

Ejemplo: Supongamos que deseamos probar un nuevo fármaco "activador cerebral" para decidir si es efectivo o no. Podríamos entonces suministrarlo a un estudiante y observar si logra mejorar su rendimiento académico. Sin embargo, esto podría resultar engañoso. Debido a que el rendimiento académico de un alumno está influido por muchos y variados factores, el hecho de que el estudiante mejorara sus notas no significaría necesariamente que el fármaco es efectivo, como tampoco implicaría que no lo es si su rendimiento se mantuviera o, incluso, empeorara.

Entonces, ¿cómo se puede saber si el activador cerebral funciona?

Se toma, por ejemplo, un grupo de estudiantes y se divide en dos. A uno de los grupos (el grupo control) no se le aplica el activador cerebral, mientras que al otro grupo (el grupo experimental) sí se le administra el fármaco. Luego, se comparan ambos resultados. Si en el grupo experimental se observa un mejor rendimiento académico respecto del grupo de control, entonces podemos concluir que el activador cerebral es efectivo. Si, en cambio, no se aprecia una diferencia significativa entre el rendimiento del grupo control y del grupo experimental, puede concluirse que el fármaco no tiene efecto sobre el desempeño académico.

Para poder llegar a esta conclusión es importante, además, tener bajo control otras variables (variables controladas) que no son de interés, pero que pueden afectar al rendimiento académico, como la alimentación y las horas de sueño, por ejemplo.

Modelo científico

Es una representación mental o material que explica el comportamiento de hechos o fenómenos. Se elabora en base a los resultados de las observaciones y de la experimentación, a fin de analizar, describir, explicar y simular esos fenómenos o procesos. Por ejemplo, los modelos atómicos.

4. Resultados, interpretación de datos y conclusiones

Resultados e interpretación de datos

La experimentación entrega los resultados que se pueden organizar en tablas y gráficos, para ayudar a visualizar e interpretar las variaciones entre ellos. La interpretación de datos es el proceso donde los datos adquieren un sentido, entregando respuestas a las interrogantes de la investigación y comprobando si la hipótesis es correcta, para posteriormente elaborar las conclusiones.

Conclusiones

Son las interpretaciones de los hechos observados, de acuerdo con los datos experimentales, o las recomendaciones del investigador sobre la base de los resultados. Las conclusiones establecen si los resultados apoyan o refutan la hipótesis original. Por lo tanto, una conclusión es fundamental para determinar el éxito o el fracaso de un diseño experimental. Si el experimento está bien diseñado, los resultados serán válidos y permitirán aceptar o rechazar la hipótesis. El éxito o el fracaso de la investigación no se miden por el hecho de que la hipótesis sea aceptada o refutada, ya que ambos resultados promoverán el conocimiento científico si el diseño experimental está bien planteado. Una investigación fracasa si los datos experimentales no permiten determinar si la hipótesis es válida o no.

5. Preguntas de selección múltiple

Las siguientes preguntas son ejemplos de ítems tipo PSU en los que se trabajan distintas Habilidades de Pensamiento Científico.

1. "La formación del petróleo se debería a la descomposición de carburos metálicos por la acción del agua. Las aguas de infiltración, en contacto con los carburos metálicos contenidos en las profundidades del suelo, darían hidrocarburos acetilénicos de cadena corta, que se transformarían en hidrocarburos saturados cada vez más complejos".

El texto anterior corresponde a

A) una conclusión.
B) una hipótesis.
C) una teoría.
D) una ley.
E) un modelo.

Habilidad de Pensamiento Científico: Distinción entre ley, teoría e hipótesis y caracterización de su importancia en el desarrollo del conocimiento científico.

Defensa: En este ejercicio, el enunciado corresponde a una hipótesis propuesta por Moissan para explicar el origen del petróleo, a partir de la observación de la presencia de este en volcanes y de su conocimiento sobre carburos y sus reacciones con agua.

Una hipótesis es una explicación para cierto fenómeno, formulada a partir de la observación y del conocimiento disponible. Las hipótesis deben someterse a prueba para establecer conclusiones y eventualmente formular un cuerpo teórico basado en cuidadosa experimentación y observación, que permita explicar una parte de la realidad, al menos de forma provisoria.

Alternativa: B

2. Hace aproximadamente 200 años atrás, Lazzaro Spallanzani, naturista y sacerdote católico, observó la posibilidad de fecundación interna en un gusano de seda; entonces, probó la fecundación interna de un mamífero, el perro doméstico. Mantuvo una hembra con agua y alimento en un cuarto cerrado; pasados trece días, la hembra dio señales de fertilidad (hinchazón de la zona genital y sangrado). Diez días después, la hembra seguía en su periodo fértil, entonces Spallanzani inyectó, con una jeringa fina, semen de un macho en el útero de la hembra. Luego de dos días, la hembra dejó de presentar señales de fertilidad y, pasados sesenta días, nacieron tres cachorros normales muy parecidos a la hembra y macho en estudio.

¿Qué etapa del método científico se describe en el párrafo anterior?

A) Experimentación
B) Observación
C) Conclusión
D) Hipótesis
E) Teoría

Habilidad de Pensamiento Científico: Identificación de teorías y marcos conceptuales, problemas, hipótesis, procedimientos experimentales, inferencias y conclusiones, en investigaciones científicas clásicas o contemporáneas.

Defensa: Dentro de las alternativas del ejercicio están: experimentación, observación, conclusión, hipótesis y teoría. Estos conceptos hacen referencia a etapas del método científico. Lo que se describe en el texto es el proceso de experimentación que realizó Lazzaro Spallanzani para probar la fecundación interna en un mamífero (alternativa A correcta). En el comienzo del enunciado se hace referencia a que el investigador observa la posibilidad de fecundación interna en un gusano de seda, pero no se ahonda más en el tema, siendo la mayor parte del texto una descripción de los pasos experimentales seguidos por el investigador, por lo que podemos descartar la alternativa B.

En el texto no se explicita la hipótesis que Spallanzani somete a prueba, por lo que se descarta la alternativa D. Tampoco se describen conclusiones con respecto al experimento, por lo tanto, se descarta C. Y por último, el enunciado no corresponde a una teoría, ya que una teoría es una explicación para un conjunto amplio de fenómenos, que puede incluir una o más hipótesis y/o leyes.

Alternativa: A

3. La ley de gravitación universal de Newton, en conjunto con las leyes de Kepler, permiten explicar en la mayoría de los casos el movimiento de los cuerpos en el universo. Sin embargo, existen algunas situaciones en que estas leyes no logran dar una explicación correcta del movimiento de un planeta, como sucede, por ejemplo, en la "anomalía en el avance del perihelio de Mercurio", en la cual se tiene que la órbita de traslación de Mercurio alrededor del Sol cambia periódicamente. Respecto a lo anterior, es correcto inferir que

A) este conjunto de leyes es válido para todos los cuerpos del universo, excepto para Mercurio.
B) las mediciones astronómicas realizadas de la órbita de traslación de Mercurio deben ser erróneas, dado que una ley es siempre válida, en cualquier contexto.
C) si bien este conjunto de leyes permite explicar el movimiento de la mayoría de los cuerpos en el espacio, tiene un ámbito de validez, fuera del cual sus alcances son limitados.
D) este conjunto de leyes solo logra predecir el comportamiento de los planetas más pequeños que Mercurio; para los demás aún no existe explicación.
E) este conjunto de leyes fue establecido en base a antiguas mediciones astronómicas inexactas, por lo que son incorrectas.

Habilidad del Pensamiento Científico: Identificación de las limitaciones que presentan modelos y teorías científicas que persiguen explicar diversas situaciones problema.

Defensa: Una ley es un conjunto de reglas y normas que describen una relación constante entre dos o más variables que influyen en el comportamiento de una parte de la naturaleza, que ha sido ampliamente verificada de manera experimental por la comunidad científica a través del tiempo. Por este motivo, el estudiante podría pensar que la alternativa correcta es B. Sin embargo, las leyes pueden estar limitadas en su ámbito de acción, fuera del cual ya no se cumplen necesariamente. Según se logra deducir del enunciado de la pregunta, la ley de gravitación de Newton, junto con las leyes de Kepler, tendrían un ámbito de validez dentro del cual permiten explicar correctamente el movimiento de los cuerpos en el espacio, pero fuera del cual no serían completamente válidas, por lo que no lograrían dar explicación a ciertos fenómenos, como en el caso de la anomalía en el movimiento de traslación de Mercurio.

Alternativa: C

4. La ley de la conservación de la masa establece que la cantidad de materia en una reacción química debe ser igual en los reactantes y en los productos. Para verificar esta ley, un estudiante realiza un experimento que involucra masar una cierta cantidad de aluminio, y luego agregarlo a un tubo de ensayo abierto que contiene una masa conocida de un ácido. Al cabo de un tiempo, se da cuenta de que ocurre una reacción química, ya que el aluminio en el tubo comienza a burbujear y a emitir gas. Al masar finalmente el tubo de ensayo se percata que obtuvo menos cantidades de producto de las que cabría esperar teóricamente.

Con respecto al texto, podemos inferir que la ley de conservación de la masa se cumple

A) solo de forma teórica.
B) solo para algunas reacciones.
C) solo en reacciones que no involucren productos gaseosos.
C) bajo condiciones de temperatura y presión bien definidas.
D) siempre y cuando se realicen correctamente los pasos experimentales.

Habilidad de Pensamiento Científico: Explicación de la importancia de teorías y modelos para comprender la realidad, considerando su carácter sistémico, sintético y holístico, y dar respuesta a diversos fenómenos o situaciones problema.

Defensa: Como se señala en el enunciado, la ley de conservación de la masa establece que la masa de los reactantes debe ser igual a la masa de los productos en una reacción química. Como se trata de una ley, podemos entender que ha sido ampliamente verificada de manera experimental por la comunidad científica para distintas reacciones. Sin embargo, el estudiante no logra verificarla en el experimento. De acuerdo a la ley, se esperaría que la suma de la masa del aluminio y del ácido que reaccionan sea la misma que la masa de los productos que se obtienen, incluyendo los gases generados. Como la reacción se lleva a cabo en un tubo abierto, el gas se libera al ambiente, y al masar los productos finales, esa masa de gas no está siendo considerada. Es por eso que el estudiante no puede comprobar la ley, es decir, porque sus pasos experimentales no son correctos. Si realizara el procedimiento en un sistema cerrado de modo de poder masar el gas también, podría verificarla.

Alternativa: E

5. El *crossing over* es el intercambio de segmentos de ADN entre cromosomas homólogos. Al estudiar este fenómeno, Alfred Sturtevant propuso que la probabilidad de *crossing over* de dos genes puede ser utilizada para estimar la distancia entre ellos en un cromosoma. Así, Sturtevant usó el porcentaje de combinaciones nuevas observadas como una medida directa de la distancia entre genes y encontró que las distancias genéticas medidas en unidades de porcentaje de *crossing over* eran aditivas, es decir, distancia AB + distancia BC = distancia AC.

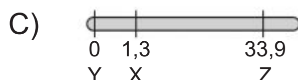
En la siguiente tabla se muestran los porcentajes de recombinación entre los genes X, Y y Z, que se encuentran en el mismo cromosoma.

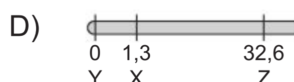
Par de genes	Porcentaje de *crossing over*
XY	1,3
XZ	32,6
YZ	33,9

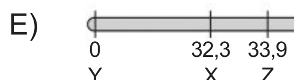
Siguiendo el razonamiento de Sturtevant, ¿cuál de los siguientes diagramas representa mejor una predicción de la distancia entre los genes X, Y y Z en el cromosoma?

A) 

B) 

C) 

D) 

E) 

Habilidad del Pensamiento Científico: Procesamiento e interpretación de datos y formulación de explicaciones, apoyándose en los conceptos y modelos teóricos.

Defensa: Como se señala en el enunciado, según Sturtevant, se puede usar el porcentaje de recombinación o *crossing over* entre genes de un mismo cromosoma como una medida directa y aditiva de la distancia entre estos genes. En la tabla se muestra que los genes X e Y tienen un porcentaje de recombinación de 1,3%, los genes X y Z tienen un 32,6%, y entre Y y Z hay un 33,9% de probabilidad de recombinación. Los genes más alejados serán Y y Z, con 33,9 unidades. Por lo tanto, podemos ubicarlos como se muestra en el diagrama a continuación.



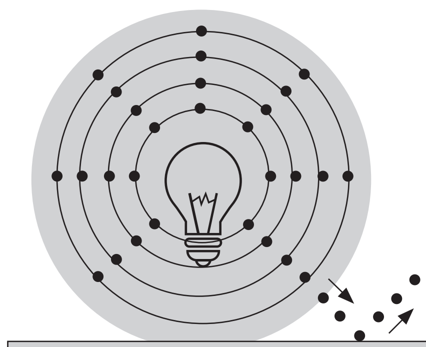
Por la tabla sabemos, además, que X está separado de Y por 1,3 unidades y de Z, por 32,6 unidades, por lo tanto, debe ubicarse entre los otros dos genes:



En definitiva, podemos ver que la aditividad señalada por Sturtevant se cumple, ya que si sumamos la distancia entre Y y X (1,3) con la distancia entre X y Z (32,6), obtenemos la distancia entre Y y Z (33,9).

Alternativa: C

6. A comienzos del siglo XVIII una de las explicaciones al fenómeno de la reflexión de la luz consideraba que esta se componía de diminutas partículas materiales, que viajaban a alta velocidad, en trayectoria rectilínea, y que al chocar con un objeto presentaban colisiones perfectamente elásticas, tal como se muestra en la siguiente figura.



La descripción hecha en el texto anterior corresponde a

A) una teoría.
B) un modelo.
C) un postulado.
D) una ley.
E) un principio.

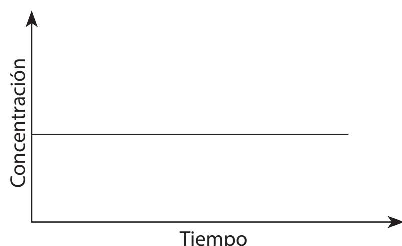
Habilidad de Pensamiento Científico: Explicación de la importancia de teorías y modelos para comprender la realidad, considerando su carácter sistémico, sintético y holístico, y dar respuesta a diversos fenómenos o situaciones problema.

Defensa: En ciencias se denomina "modelo" a la representación matemática o grafica de la realidad utilizada para describir el funcionamiento de una determinada parte del universo, o para plantear un problema, normalmente de manera simplificada y desde un punto de vista matemático o físico.

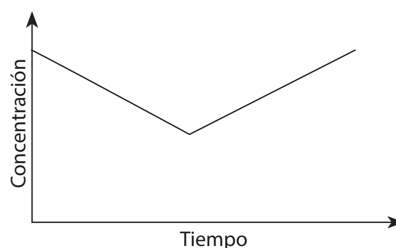
Alternativa: B

7. La concentración es una medida de la cantidad de un soluto que se disuelve en un disolvente. A un alumno se le pide realizar el siguiente experimento: adicionar gradualmente una determinada cantidad de sal a una disolución de sal en agua, cerciorándose de que se disuelva. Posteriormente, debe agregar gradualmente una determinada cantidad de agua. Finalmente, grafica cómo ha variado la concentración de la disolución en el tiempo. ¿Cuál opción representa mejor la gráfica de la experiencia?

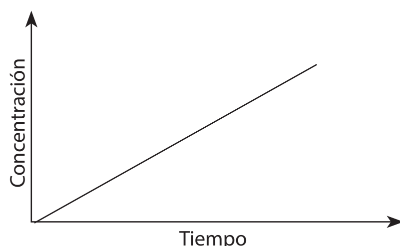
A)



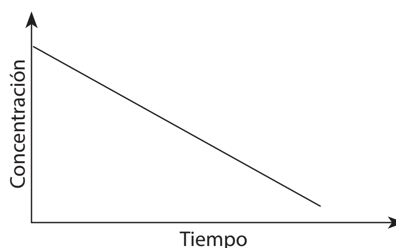
B)



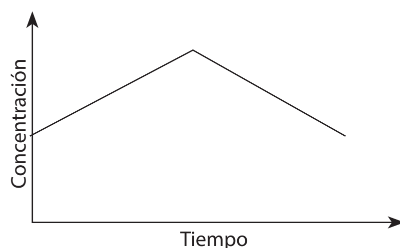
C)



D)



E)



Habilidad de Pensamiento Científico: Explicación de la importancia de teorías y modelos para comprender la realidad, considerando su carácter sistémico, sintético y holístico, y dar respuesta a diversos fenómenos o situaciones problema.

Defensa: Al tener una disolución e ir agregando paulatinamente el mismo soluto, cerciorándose de que se ha disuelto, la concentración de la disolución aumentará progresivamente. Si luego se agrega agua, la concentración disminuirá.

Alternativa: E

8. El uso de anticonceptivos orales combinados (estrógenos + progesterona) se ha relacionado con un menor riesgo de cáncer de ovario. Con relación a esto, un grupo de investigadores entrevistaron a 767 mujeres diagnosticadas con cáncer de ovario, y a 1367 mujeres “control”. En cada caso se les preguntó si habían usado anticonceptivos orales y la marca usada. A partir de la información sobre la marca de los anticonceptivos, se obtuvieron los datos sobre los niveles de estrógenos y progesterona que contenían, clasificando las píldoras como de “alta dosis” o “baja dosis”. Además, las mujeres fueron consultadas por su edad, número de embarazos, grupo étnico y antecedentes familiares de cáncer de ovario, para poder controlar estos factores que también se relacionan con la probabilidad de desarrollar esta patología.

Con respecto a esta investigación, ¿cuál de las siguientes preguntas se busca responder?

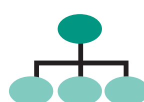
A) ¿Cómo aumenta el riesgo de cáncer de ovario con la edad?
B) ¿Hay diferencias entre grupos étnicos en el riesgo de cáncer de ovario?
C) ¿Cuál es la dosis de estrógenos y progesterona más efectiva para reducir el riesgo de cáncer de ovario?
D) ¿Las píldoras compuestas solo por estrógenos son más o menos efectivas para reducir el riesgo de cáncer de ovario?
E) ¿Qué efecto tienen los embarazos en el riesgo de desarrollar cáncer de ovario?

Habilidad de Pensamiento Científico: Identificación de teorías y marcos conceptuales, problemas, hipótesis, procedimientos experimentales, inferencias y conclusiones, en investigaciones científicas clásicas o contemporáneas.

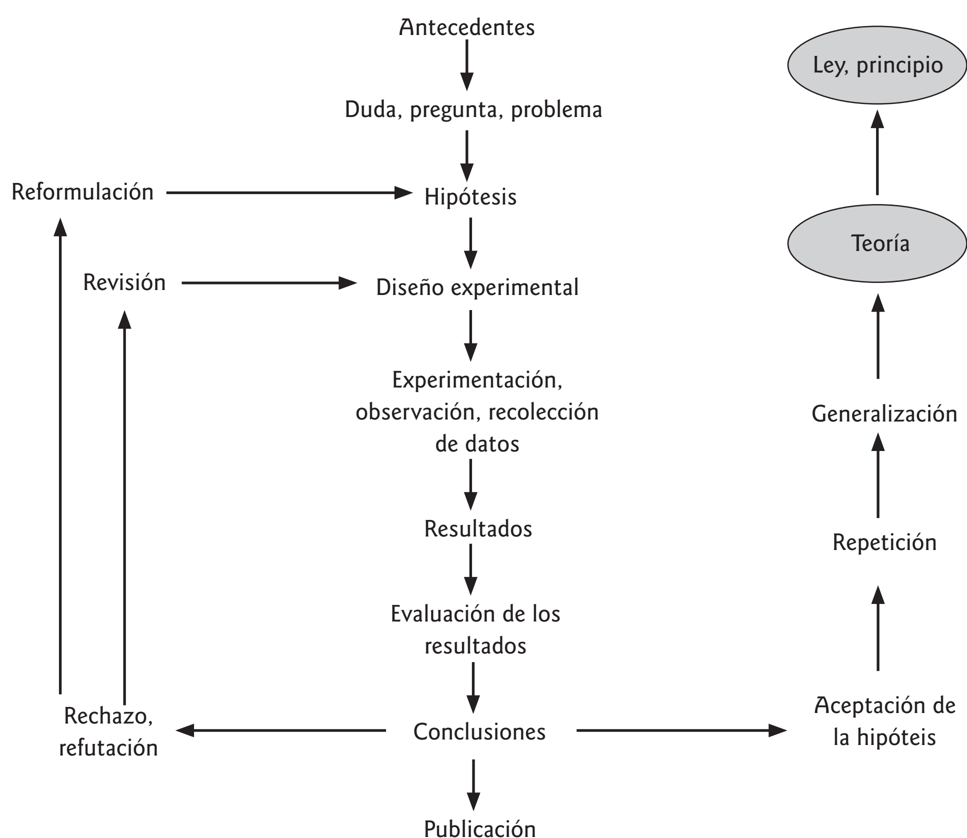
Defensa: Como se señala en el enunciado, los investigadores entrevistaron a dos grupos de mujeres, con y sin cáncer de ovario, sobre su uso de anticonceptivos, enfocándose específicamente en la dosis (alta o baja) de hormonas presente en ellos. Por lo tanto, podemos deducir que el objetivo de los investigadores es evaluar si la dosis de hormonas en los anticonceptivos influye en el efecto de reducción del riesgo de cáncer de ovario que se ha reportado previamente. Para ello los investigadores deberían comparar la proporción de mujeres que usan anticonceptivos de alta y baja dosis en el grupo con cáncer de ovario y en el grupo sin cáncer de ovario. En el enunciado también se señala que las mujeres fueron consultadas sobre su edad, número de embarazos, raza y antecedentes familiares de la enfermedad. Sin embargo, estos factores no son el foco de la investigación, sino que, como se señala, solo se busca controlarlos, puesto que ya se había reportado previamente que influyen en la probabilidad de desarrollar cáncer de ovario (alternativas A, B y E incorrectas).

La alternativa D es incorrecta, puesto que no se menciona que los investigadores hayan evaluado el uso de anticonceptivos compuestos solo por estrógenos. Por el contrario, “alta dosis” y “baja dosis” corresponden a niveles de estrógenos y progesterona, dado que se trata de anticonceptivos combinados. Además, las píldoras anticonceptivas suelen estar compuestas por una combinación de estrógenos y progestágeno, o solo por progestágeno, pero no solo por estrógenos.

Alternativa: C



Esquema de síntesis



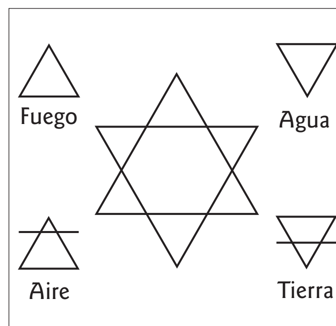
Capítulo 2

Teoría atómica

Aprendizajes Esperados

- Describir los distintos modelos atómicos.
- Definir términos usados en teoría atómica.
- Reconocer y utilizar los números cuánticos.
- Aplicar propiedades periódicas.
- Reconocer los diferentes tipos de enlace químico.
- Reconocer la geometría molecular de algunos compuestos.

1. Historia de la química



Con el fin de establecer una evolución de la química, en este capítulo se realizará un breve resumen histórico, destacando algunos de los hechos más significativos ocurridos en esta ciencia.

Si nos remontamos a la época antes de Cristo, se sabe que en China ya existían procedimientos químicos tales como la fabricación de ladrillos, de cerámica y la extracción de ciertos metales. En Egipto se realizaban observaciones experimentales que se tradujeron en obtener aleaciones de los metales y la creación de una técnica para embalsamar cadáveres.

Los griegos también hacen su aporte a esta ciencia experimental. Establecen que la naturaleza estaba compuesta por cuatro elementos: agua, tierra, fuego y aire, más un quinto elemento denominado éter. Todo estaba constituido por estos elementos. Fue Demócrito quien postuló que "al tomar una porción de la naturaleza e ir dividiéndola llegaré a una parte que no podrá ser dividida, a esa porción le llamaré átomo, es decir, sin división".

Vemos que Demócrito es el creador del término átomo. Sin embargo, Aristóteles cuestiona lo postulado por Demócrito y establece que la naturaleza está compuesta por cuatro esencias: caliente, frío, húmedo y seco, y otro componente, la quintaesencia, aumentando así, la confusión en torno a la composición de la materia.

Después de Cristo, aparecen etapas más destacables para esta ciencia. Así, la era de la alquimia se caracterizó por dos hechos fundamentales: los intentos por transformar cualquier tipo de metal en oro y, la persecución de la inmortalidad a través de la búsqueda de la piedra filosofal y el elixir de la vida. Como sabemos, ambos sucesos no fueron logrados, sin embargo, permitieron obtener grandes avances en la ciencia y en la obtención de nuevos compuestos.

La siguiente etapa es la Iatroquímica, en la que se buscan y crean medicamentos para mantener la salud de las personas o bien, para la curación de ciertas enfermedades. De esta etapa proviene la actual carrera denominada química y farmacia.

A continuación, aparece la etapa de la química neumática, la que se dedicó principalmente al estudio de los gases, formulando las leyes que los rigen. Así, el proceso de combustión fue explicado a través de la teoría del Flogisto, la que postulaba que "todo compuesto, al combustionarse, perdía flogisto o parte de su masa, quedando los respectivos residuos de cenizas". Sin embargo, la práctica experimental demostró que tal suceso no ocurría.

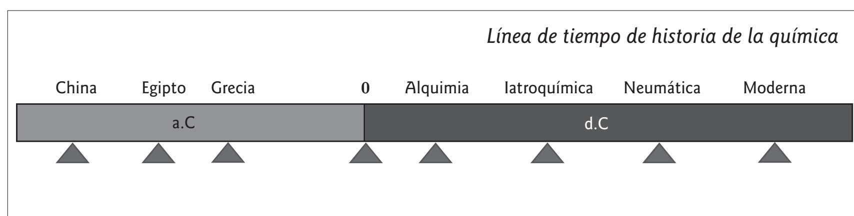
La química moderna se inicia con Lavoisier, quien postuló que "en la naturaleza nada se pierde ni se destruye, sólo se transforma", hecho considerado válido hasta hoy. A este período también se asocian las leyes de la estequiometría, los inicios de la nomenclatura orgánica e inorgánica, los descubrimientos de nuevos elementos y compuestos, entre otros avances.

Luego de esta etapa, la química comienza un desarrollo importantísimo y, gracias a las contribuciones de la física, se logra impulsar su expansión a otras áreas de las ciencias.

Las investigaciones y experimentos apuntan a estudiar las características y estructura del átomo. En esta época, Mendeléiev crea el actual Sistema Periódico de los elementos químicos, ordenando los átomos de acuerdo a sus características similares. Dalton y Thomson comienzan la creación de modelos atómicos con el fin de establecer las partículas constituyentes de un átomo.

Por otra parte, se realizan numerosos estudios acerca de la radiactividad, los rayos X, la conducción eléctrica y los fenómenos nucleares.

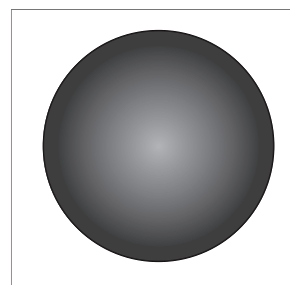
Por último, dentro de las ramas que conforman la química actual, se encuentran la química general, la química inorgánica, la química orgánica, la química analítica, la físicoquímica y la bioquímica. Todas ellas y su constante comunicación, hacen de esta ciencia una forma de avanzar día a día para una mejor relación de los seres vivos y la naturaleza.



1.1 Teoría atómica

1.1.1 Teoría atómica de Dalton

John Dalton presenta una teoría atómica con la que se inicia el estudio del átomo (1803 y 1808).



Modelo atómico de Dalton

Su esquema es bastante simple, enunciado por tres postulados:

1. Toda la materia se compone de partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos. En todos los procesos químicos, el número de átomos de cada elemento, permanece constante.

2. Todos los átomos de un elemento dado tienen masa y propiedades iguales, pero son distintos de los átomos de todos los demás elementos.

3. En los compuestos químicos, los átomos de elementos diferentes están unidos entre sí en proporciones numéricas simples.

Esta teoría ayuda a explicar lo que es el átomo. Sin embargo, no fue capaz de explicar una serie de hechos experimentales que hacían intuir la naturaleza eléctrica del átomo, tales como:

- La conducción eléctrica a través de disoluciones y gases.

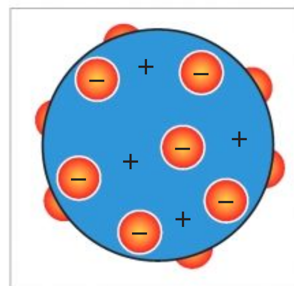
- Descubrimientos de los rayos X.

- Los fenómenos de radiactividad.

Por lo tanto, fue necesario idear modelos atómicos que permitieran explicar estos fenómenos.

1.1.2 Modelo atómico de Thomson

J. J. Thomson (1856-1940) propone su modelo atómico en 1904. En sus estudios experimentales, utilizó tubos de descarga, los que estaban compuestos por un tubo de vidrio al vacío (ausencia de aire), y por dos electrodos metálicos: un ánodo (parte positiva) y un cátodo (parte negativa), los cuales estaban conectados a una fuente de poder. Al accionar dicho tubo de descarga, se producía un haz de luz que emergía del cátodo al ánodo. Estos haces fueron denominados **rayos catódicos**.



Modelo atómico de Thomson

Cuando Thomson colocó una cruz de malta dentro del tubo observó que se producía sombra, deduciendo que el haz de luz estaba formado por partículas. A su vez, sometió dicho haz a un campo magnético y uno eléctrico, observando que sufría desviación hacia el polo positivo. Por lo tanto, su carga eléctrica era negativa. Esta partícula negativa se denominó electrón, nombre propuesto por George Stoney.

A su vez, con otros experimentos logra determinar la relación carga masa del electrón:

$$1{,}76 \times 10^{8}\ \mathrm{C\ g^{-1}}$$

En donde C, representa la unidad de carga coulomb y g, la unidad de masa gramos.

Anunciando su modelo: "el átomo es una esfera de carga positiva en donde los electrones estarían incrustados, y que pueden ser extraídos". Este modelo se conoce como el "budín de pasas".

En 1908, R. A. Millikan (1868-1953), luego de varios trabajos experimentales, logra determinar la carga del electrón en:

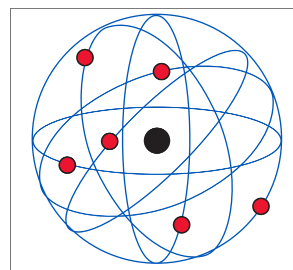
$$1{,}6 \times 10^{-19}\ \mathrm{C}$$

Como se conocía la relación carga masa del electrón y el valor de la carga, fue fácil calcular la masa del electrón, resultando ésta igual a:

$$9{,}11 \times 10^{-28}\ \mathrm{g}$$

Por otra parte, el físico Eugen Goldstein (1850-1930), haciendo una modificación al cátodo del tubo de descarga, logra observar un haz de luz que, frente a campos eléctricos y magnéticos, sufrían desviación al polo negativo, por lo tanto, presentaban carga positiva. Estos rayos viajaban en forma opuesta a los rayos catódicos. Y venían de los orificios o canales del cátodo, motivo por el cual fueron bautizados como Rayos Canales.

1.1.3 Modelo atómico de Rutherford


Modelo atómico de Rutherford

Lord Ernest Rutherford (1871-1940) logra, a través de estudios experimentales, descubrir cuál era esa partícula positiva, a la cual denomina protón, siendo su masa de **1,67 x 10^{-24}** g, equivalente a **1836** veces la del electrón.

Rutherford inicia sus estudios sobre la estructura atómica, utilizando para ello partículas alfa, las que fueron proyectadas sobre láminas muy delgadas de metales (oro, plata, magnesio, etc.), en torno a las cuales, se colocaron otras, cubiertas con sulfuro de zinc.

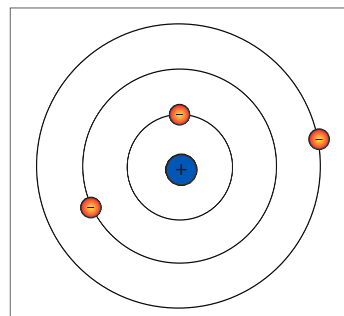
Al revisar sus observaciones se lee: "de todas las partículas alfa proyectadas, la gran mayoría pasó sin problemas, pero otras sufrieron desviación". Debido a esto, Rutherford sugirió que el átomo ya no era una estructura compacta. Comprobó que la mayor parte de la masa del átomo estaba al centro, al que denominó núcleo. El cual estaba formado por protones y a su alrededor, se encontraban girando electrones separados por una distancia tal, que las partículas alfa pasaban sin problemas.

En **1908** recibe el premio Nobel de Química por sus estudios sobre desintegración de los elementos y la química de las sustancias radiactivas. En **1911** presenta sus estudios, que condujeron a un nuevo modelo atómico también conocido como el modelo planetario, debido a su semejanza con el sistema solar.

Rutherford supone la existencia de otra partícula en el núcleo pero no lo demuestra. Quien sí comprueba tal supuesto es Sir **James Chadwick** (1891-1974). Él ocupa la llamada cámara de niebla para realizar sus experimentos, y en la reproducción de ellos, observa que una partícula retrocedía. Esta resultó tener carga eléctrica cero y poseer una masa similar a la del protón. Dicho descubrimiento ocurre en el año **1932** y en **1935** recibe el premio Nobel de Física.

Con los aportes de Thomson, Rutherford y Chadwick, entre otros, se demuestra que el átomo no es la partícula más pequeña sino que dentro de ella hay otras aún más pequeñas, las cuales nuevamente agrupadas dan origen al átomo. El átomo entonces está compuesto por protones, neutrones y electrones.

1.1.4 Modelo atómico de Bohr



Modelo atómico de Bohr

El modelo de Rutherford distingue un núcleo y una envoltura de electrones. Sin embargo, este modelo no da información de cómo se distribuyen los electrones ni explica el hecho de que los átomos emitan o absorban energía.

Fue Niels Bohr (1885 - 1962) quien propone una mejora al modelo de Rutherford. Ocupando los planteamientos de la física clásica, Bohr inicia la argumentación para justificar que los electrones no colapsaran sobre el núcleo.

De acuerdo a la física clásica, cualquier partícula con carga que esté en movimiento circular, emitirá radiación electromagnética, perdiendo energía y colapsando sobre el núcleo. Estaba claro que esto no ocurría, ya que los átomos son estables, pero el modelo de Rutherford no era capaz de explicarlo.

Para explicar cómo los electrones tienen órbitas estables alrededor del núcleo, Bohr propuso un nuevo modelo atómico en 1913. En él, los electrones se mueven en órbitas de tamaño y energía fijas y solo emiten o absorben radiación al saltar de una órbita a otra. Este fue el primer modelo en incorporar elementos de la mecánica cuántica. Algunos de sus planteamientos son:

1. Existen niveles de energía permitidos, que van desde n=1 hasta infinito.

2. Hay órbitas estacionarias en la cuales se mueve el electrón.

3. El electrón podrá saltar de un nivel a otro de energía, sólo si se le entrega un cuanto de energía, expresado en valores enteros y no en fracciones.

4. Cuando el electrón pasa de un nivel menor a uno mayor de energía, debe absorber energía. Si va de uno mayor a uno menor, emite energía.

5. Para que ocurra ese salto entre los niveles se deberá absorber o emitir radiación de una frecuencia y energía tal que concuerde con la diferencia energética entre los niveles.

Con sus estudios, Bohr propuso tres expresiones con las cuales se puede calcular la energía para cada nivel, el radio de cada órbita y la velocidad del electrón en dicha órbita. Estas expresiones dan cuenta de los valores que se obtienen en cada nivel. Su propuesta se basó en el átomo de hidrógeno.

La gran desventaja del modelo atómico de Bohr fue que solo era aplicable a átomos con un electrón. La idea de que los electrones giraban en órbitas circulares fue descartada posteriormente al aplicar en mayor profundidad la perspectiva de la mecánica cuántica a la estructura atómica.

1.1.5 Modelo mecánico cuántico

El Modelo Mecánico Cuántico es la explicación actual sobre el comportamiento del átomo. Fue desarrollado entre los años 1924 y 1927 a partir de los aportes de varios científicos, entre los cuales se encuentran:

- Louis de Broglie: propuso que los electrones presentan comportamiento tanto de partículas como de onda, lo que fue demostrado experimentalmente en 1927.

- Werner Heisenberg: propuso el principio de incertidumbre en 1927, que plantea que no se puede determinar simultáneamente y con exactitud la posición y la cantidad de movimiento del electrón.

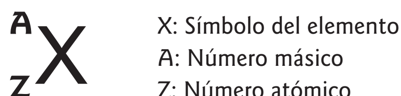
-Erwin Schrödinger: en 1926, amplió las ideas de De Broglie para plantear una ecuación de onda que describía el comportamiento del electrón. Esta ecuación podía aplicarse al átomo de hidrógeno y pronto los resultados obtenidos para éste átomo pudieron extenderse el resto de los elementos.

2. Términos en teoría atómica

Como se sabe, ya se estableció que los constituyentes del átomo son: protones, neutrones y electrones. Ahora bien, al relacionarlos surgen conceptos que es de interés conocer.

2.1 Elemento químico

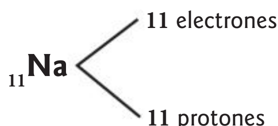
Es el conjunto de todos los átomos con el mismo número atómico (Z), siendo la notación general de un átomo la siguiente:



2.2 Número atómico (Z)

$$Z = p^+$$

Corresponde al número de protones que posee el núcleo de un átomo y es lo que identifica a un elemento. En un **átomo neutro,** la cantidad de protones **es igual** a la cantidad de electrones, es decir, cuando se menciona por ejemplo, que el átomo de sodio (Na) tiene un número atómico **11**, implica que ese átomo tiene **11** protones en su núcleo y, consecuentemente, **11** electrones en la electrósfera.



2.3 Número másico (A)

$$A = p^+ + n^\circ$$

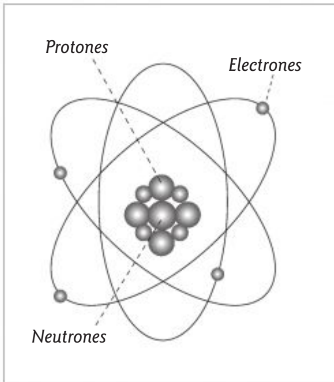
El número másico es **la suma de protones y neutrones** que existen en un átomo. En él se expresa la composición nuclear que determina la masa atómica.



2.4 Número de neutrones (n°)

$$n^\circ = A - Z$$

Corresponde a partículas sin carga eléctrica, con masa similar al protón. Se calcula con la diferencia entre número másico y el número atómico.



El átomo se compone básicamente de neutrones, protones y electrones. Estas partículas se llaman partículas subatómicas.

2.5 Unidad de masa atómica (uma)

Los átomos son tan pequeños, que no se puede cuantificar su masa individual. Sin embargo, mediante métodos experimentales se puede determinar la masa de un átomo en relación con la de otro. Para ello, se debe asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado de tal manera que pueda ser usada como patrón.

Se ha establecido que un átomo de C^{12}, uno de los isótopos del elemento carbono, tiene exactamente una masa de **12 unidades de masa atómica.** Entonces, tomando como patrón este isótopo, la unidad másica atómica (uma) es igual a **1/12** de la masa del C^{12}.

2.6 Carga nuclear

Es la carga que presenta el núcleo. Su valor se lo entregan los protones, dado que los neutrones son eléctricamente neutros.

2.7 Carga eléctrica

Las cargas eléctricas residen en las partículas subatómicas que forman el átomo. Los protones tienen carga positiva y los electrones, negativa. En un átomo neutro, el número de protones es igual al de electrones. Cuando existen diferencias en el número de estas partículas de carga opuesta, se forman iones.

a. Ion negativo

Ion cuyo número de electrones es mayor respecto al número de protones. Se denomina **anión**.

$$e^- > p^+$$

b. Átomo neutro

Átomo cuyo número de protones es igual al número de electrones y se refiere a un átomo en su estado natural.

$$e^- = p^+$$

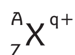
c. Ion positivo

Ion cuyo número de electrones es menor en comparación al número de protones. Se denomina **catión**.

$$e^- < p^+$$

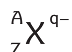
La carga que posee un átomo X, estará determinada por la diferencia que presenten entre la cantidad protones (p^+) y electrones (e^-).

Por lo tanto, en un átomo que posee q cargas positivas, se representa por



$$^{A}_{Z}X^{q+}$$

y si posee q cargas negativas, se representa por



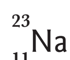
$$^{A}_{Z}X^{q-}$$

A, Z y q son números enteros.

A= Número másico
Z= Número atómico
q= $[p^+] - [e^-]$

A modo de ejercitación:

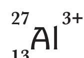
Ejemplo 1



$$^{23}_{11}Na$$

El átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones. Su carga nuclear es +11 y como hay igual número de protones y electrones su carga neta es 0 (neutro).

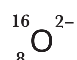
Ejemplo 2



$$^{27}_{13}Al^{3+}$$

El ion de aluminio tiene 13 protones, 10 electrones y 14 neutrones. Su carga nuclear es +13 y como hay mayor número de protones que de electrones es positivo, con una carga neta igual a +3 (catión).

Ejemplo 3



$$^{16}_{8}O^{2-}$$

El ion de oxígeno tiene 8 protones, 10 electrones y 8 neutrones. Su carga nuclear es +8 y como hay mayor número de electrones que de protones es negativo, con una carga neta igual a –2 (anión).

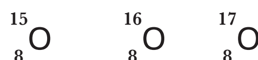
Átomo neutro	*ion*	*Número de partículas del ion*			*Carga del ion*
		p^+	n°	e^-	
$11p^+$ 12n $11e^-$ *Sodio (Na)*	$11p^+$ 12n $10e^-$ *Catión Sodio (Na^+)*	11	12	10	+1
$17p^+$ 18n $17e^-$ *Cloro (Cl)*	$17p^+$ 18n $18e^-$ *Anión Cloro (Cl^-)*	17	18	18	–1

3. Tipos de átomos

3.1 Isótopos

Son aquellos átomos que presentan igual número atómico, pero distinto número másico. Se establece en átomos de un mismo elemento.

Ejemplo



Por lo tanto, el oxígeno tiene tres isótopos (tienen igual Z, y distinto A).

Nombre del núcleo	Abundancia en la naturaleza (%)	Número atómico (Z)	Número másico (A)	Composición nuclear		Símbolo $^{A}_{Z}E$
				Protones	Neutrones	
Hidrógeno-1 *Hidrógeno*-2 *Hidrógeno*-3	99,985 0,015 0,00013	1 1 1	1 2 3	1 1 1	0 1 2	$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$
Carbono-12 *Carbono*-13	98,89 1,11	6 6	12 13	6 6	6 7	$^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$
Nitrógeno-14 *Nitrógeno*-15	99,63 0,37	7 7	14 15	7 7	7 8	$^{14}_{7}N$ $^{15}_{7}N$
Oxígeno-16 *Oxígeno*-17 *Oxígeno*-18	99,759 0,037 0,204	8 8 8	16 17 18	8 8 8	8 9 10	$^{16}_{8}O$ $^{17}_{8}O$ $^{18}_{8}O$



Sabías que...

No todos los elementos se presentan en la naturaleza en forma de varios isótopos.
Así, hay 20 elementos que presentan una única forma natural:

${}_{4}Be^{9}$, ${}_{9}F^{19}$, ${}_{11}Na^{23}$, ${}_{13}Al^{27}$, ${}_{15}P^{31}$, ${}_{21}Sc^{45}$, ${}_{25}Mn^{55}$, ${}_{27}Co^{59}$, ${}_{33}As^{75}$, ${}_{39}Y^{89}$, ${}_{41}Nb^{93}$, ${}_{45}Rh^{103}$, ${}_{53}I^{127}$, ${}_{55}Cs^{133}$, ${}_{59}Pr^{141}$, ${}_{65}Tb^{159}$, ${}_{67}Ho^{165}$, ${}_{69}Tm^{169}$, ${}_{79}Au^{197}$, ${}_{83}Bi^{209}$

3.2 Isóbaros

Son aquellos átomos que presentan igual número másico y distinto número atómico.

Ejemplo

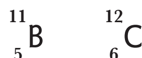


Son átomos de distintos elementos ya que tiene diferente Z, pero igual A.

3.3 Isótonos

Son átomos que presentan distinto número másico y distinto número atómico, pero tienen igual número de neutrones.

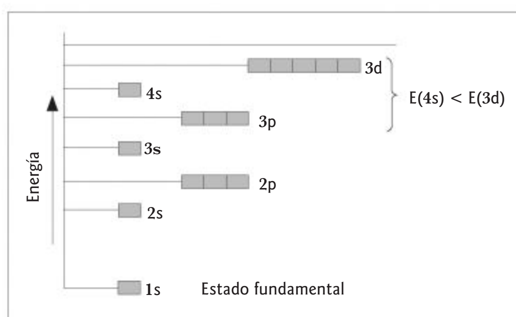
Ejemplo



Ambos tienen 6 neutrones.

4. Números cuánticos

Los números cuánticos surgen del modelo mecano-cuántico. Ellos se encargan de describir al electrón dentro del átomo. Veamos, entonces, cada número cuántico y sus características.



4.1 Número cuántico principal (n)

Indica el nivel de energía donde se encuentra el electrón dentro del átomo. Su valor se expresa como números enteros positivos que varían del 1 al infinito.

$$n = 1, \ldots\ldots, \infty$$

4.2 Número cuántico secundario (ℓ)

Informa de los orbitales que están presentes en cada nivel energético. Su valor varía desde cero hasta (n - 1).

$$\ell = 0, \ldots\ldots, (n-1)$$

Por ejemplo, si $n = 4$, ℓ puede tomar los valores $\ell = 0$; $\ell = 1$; $\ell = 2$; o $\ell = 3$, correspondiendo cada valor a un tipo de orbital.

Un orbital es la región donde hay mayor probabilidad de encontrar al electrón en determinado nivel energético. Los orbitales tienen representación gráfica a través de coordenadas polares y funciones trigonométricas. Se usan los ejes x, y, z para reafirmar que representan una distribución espacial.

Los orbitales se dan a conocer **por letras**, de acuerdo al siguiente cuadro.

Valor ℓ	Orbital tipo
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g
5	h
6	i



Ojo con

Los niveles de energía se pueden representar mediante dos formas: letras y cuántica.

Nivel	Letras	Cuántica
primero	K	1
segundo	L	2
tercero	M	3
cuarto	N	4
quinto	O	5
sexto	P	6
séptimo	Q	7

En la actualidad, la representación con letras tiene poca frecuencia de uso, por lo tanto, la más utilizada es la cuántica.

A medida que aumenta el nivel, aumenta la energía.



Ojo con

La forma de los orbitales NO es real. Se trata únicamente de una forma práctica de representarlos. La superficie que los representa, encierra una región del espacio del átomo donde la probabilidad de encontrar al electrón es del 90%, y no excluye que el electrón pueda ocupar otras zonas alguna vez.



Sabías que...

El número cuántico secundario (ℓ) se designa con letras derivadas de las características distintivas de cada tipo de orbital.

- *s*: sharp (definida)
- *p*: principal
- *d*: difusa
- *f*: fundamental

El número de electrones que puede existir en cada orbital, está determinado por la siguiente expresión:

$$2\ (2 \cdot \ell + 1)$$

Orbital tipo	*Valor* ℓ	*Nº* $\bar{e}$
s	0	2
p	1	6
d	2	10
f	3	14
g	4	18
h	5	22
i	6	26

Los orbitales tipo s, presentan un máximo de 2 $\bar{e}$; los tipo p, un máximo de 6; los tipo d, un máximo de 10, etc.

La totalidad de orbitales disponibles para contener un número de electrones determinado, estará dado por la siguiente expresión:

$$(2 \cdot \ell + 1)$$

Valor ℓ	*Nº orbitales*
0	1
1	3
2	5
3	7
4	9
5	11
6	13

Es decir, habrá un solo orbital s, 3 orbitales tipo p, 5 orbitales tipo d, 7 orbitales tipo f, etc. Sin embargo, cada orbital (uno solo) tendrá un máximo de dos electrones.

4.3 Número cuántico magnético (m)

Indica la orientación espacial de un orbital y los valores que puede tomar dependen del valor de ℓ, variando desde $-\ell$ a $+\ell$

$$m = -\ell, \ldots, 0, \ldots, +\ell$$

Por ejemplo, si $\ell = 3$ (orbital tipo f), **m** puede tomar los valores -3 2, -1, 0, +1, +2 y +3. Por lo tanto, existen 7 orbitales f.

Orbital s: 0

Orbital p: -1 0 +1

Orbital d: -2 -1 0 +1 +2

Orbital f: -3 -2 -1 0 +1 +2 +3

Valores de m para cada tipo de orbital

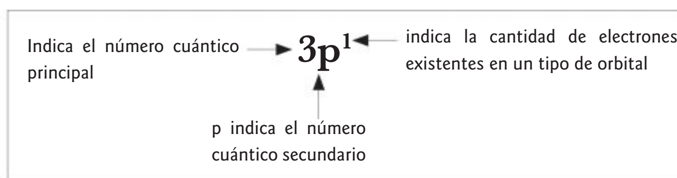
4.4 Número cuántico de spin (s)

Informa el sentido del giro del electrón en un orbital. Su valor es:

$s = +1/2$ (electrón desapareado) **y** $s = -1/2$ (electrón apareado)

La asignación del signo de s es arbitraria, pero suele ser positivo para el primer electrón que entra y negativo para el segundo, tal como se muestra en el cuadro anterior.

En resumen, un electrón puede ser representado simbólicamente por:



En conclusión, podemos decir que un electrón es localizado por sus cuatro números cuánticos, de la misma manera que una persona es localizada por su dirección, es decir: nombre de la calle, número del edificio, piso y número de apartamento. Por ejemplo, si el último electrón de un átomo se ubica en $3p^4$, sus números cuánticos serán:

$n = 3$
$\ell = 1$
$m = -1$
$s = -1/2$

5. Configuración electrónica

La configuración electrónica es la distribución de los electrones dentro del átomo, según principios que la regulan.

Los principios que la rigen son:

a. Principio de exclusión de Pauli

En un átomo no puede haber dos electrones con los mismos números cuánticos. Por lo tanto, en cada orbital pueden haber como máximo dos electrones, uno con s = +1/2 y otro con s = -1/2.

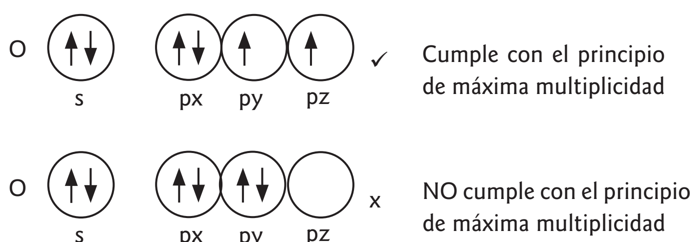
b. Principio de mínima energía

Establece que los electrones irán ocupando los niveles de más baja energía en forma creciente.

c. Principio máxima multiplicidad de Hund

La multiplicidad es una medida del número de electrones desaparados que hay en un átomo. Este principio establece que deberá existir el mayor número posible de electrones desapareados. Los orbitales p, d y f, en primer lugar se semillenan, ubicándose un electrón en cada orbital y después se termina de llenar cada orbital con un segundo electrón.

A continuación se muestra un diagrama de orbitales permitido y uno no permitido de acuerdo a este principio, para el átomo de oxígeno:



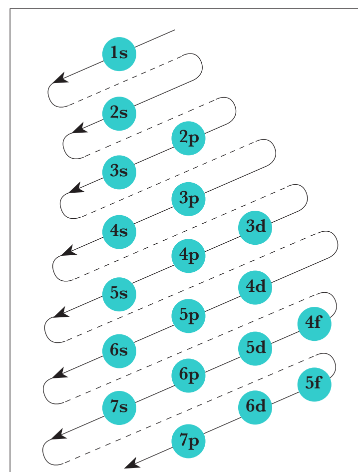
5.1 Realización de una configuración electrónica

Utilizaremos como modelo la configuración electrónica del sodio, $_{11}Na$.

Como el átomo no presenta signo + ó –, se asume que es **neutro**, es decir, que el número de electrones es igual al número de protones, por lo tanto, tiene 11 electrones. Los electrones se irán distribuyendo desde el nivel más bajo de energía y así sucesivamente hasta alojar al último electrón.

De acuerdo con el sentido de giro, el primer electrón que entre a cada orbital tendrá signo positivo y luego entrará el otro (signo negativo). A continuación, el orden energético de cada orbital

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p < 8s$$



El primer y segundo electrón entra en el orbital 1s y se anota: $1s^2$
El tercer y cuarto electrón entran en el orbital 2s y se anota: $2s^2$
El quinto, sexto y séptimo electrón entran en el orbital 2p y como son tres, cada electrón ocupa uno cada uno y se anota: $2p^1_x\ 2p^1_y\ 2p^1_z$ o $2p^3$.

El octavo, noveno y décimo electrón también entran en el orbital 2p, formando pares con los que ya están, con spin contrarios, y se anota: $2p^2_x$ $2p^2_y$ $2p^2_z$, es decir, $2p^6$ en total.

El undécimo y último electrón entran en el orbital 3s y se anota: $3s^1$.

Por lo tanto, tenemos: $1s^2\ 2s^2\ \underbrace{2p^2_x\ 2p^2_y\ 2p^2_z}_{2p^6}\ 3s^1$

Ahora bien, como el orbital tipo p está completo para el número de electrones que puede albergar, se puede anotar como:



$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

Esto se puede representar también mediante un diagrama de orbitales (Diagrama de Hund):

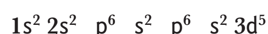
1s	*2s*	*$2p_x$*	*$2p_y$*	*$2p_z$*	*3s*
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

En el diagrama las flechas indican los electrones con spin +1/2 (hacia arriba) y con spin –1/2 (hacia abajo). Recordemos que entra primero el electrón con spin +1/2 y luego el electrón que tiene spin –1/2.

Veamos otro ejemplo y realicemos la configuración electrónica para el $_{25}$Mn. Son 25 electrones por distribuir:

- los electrones 1 y 2 al 1s: $1s^2$
- los electrones 3 y 4 al 2s: $2s^2$
- los electrones 5, 6 y 7 al 2p: $2p_x^1$ $2p_y^1$ $2p_z^1$
- los electrones 8, 9 y 10 al p p_x^2 $2p_y^2$ $2p_z^2$
- los electrones 11 y 12 al 3s: $3s^2$
- los electrones 13, 14 y 15 al p p_x^1 $3p_y^1$ $3p_z^1$
- los electrones 16, 17 y 18 al p p_x^2 $3p_y^2$ $3p_z^2$
- los electrones 19 y 20 al 4s: $4s^2$
- los electrones 21 al 25 al 3d: $3d_1^1$ $3d_2^1$ $3d_3^1$ $3d_4^1$ $3d_5^1$

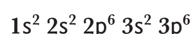
Por lo tanto, tenemos:



$$1s^2\ 2s^2\ \ p^6\ \ s^2\ \ p^6\ \ s^2\ 3d^5$$

- Excepciones a la regla: Hay dos átomos que presentan una distribución especial de sus electrones, puesto que no cumplen con los principios de construcción. Teóricamente debiera ser una configuración con una secuencia normal, pero experimentalmente se encuentra que no lo es. Estos átomos son: Cr y Cu. Realicemos la configuración para cada uno.

- Comencemos con el Cr (Z=24). Los electrones 1 al 18 se distribuyen normalmente y anotamos:



$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

Luego procede llenar los orbitales 4s y 3d, quedando: $4s^2\ 3d^4$

4 s		$3d_1$	d_2	d_3	d_4	d_5
1l		1	1	1	1	

Sin embargo, se establece como: $4s^1\ 3d^5$

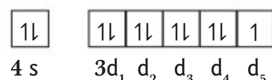
4 s		$3d_1$	d_2	d_3	d_4	d_5
1l		1	1	1	1	1

El 3d se hace más estable teniendo todos sus orbitales semillenos, siendo el 4s quien aporta ese electrón.

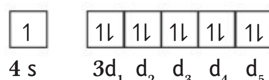
- Lo mismo ocurre con el Cu (Z = 29): los electrones 1 al 18 se distribuyen normalmente y anotamos:


$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

Luego los orbitales 4s y 3d, dando: $4s^2\ 3d^9$



sin embargo, en la realidad se establece como: $4s^1\ 3d^{10}$

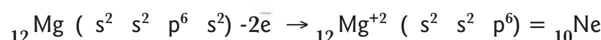


Las configuraciones electrónicas se pueden anotar de forma abreviada, utilizando el gas noble más cercano (de menor Z), tal como lo muestra la siguiente tabla.

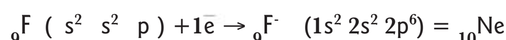
Configuración abreviada a partir del gas noble más cercano			
Gas Noble	**Configuración Abreviada**	**Abreviación Nivel**	**Próximo Nivel**
$_{2}He$	$1s^2$	$[_{2}He]$	2s
$_{10}Ne$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[_{10}Ne]$	3s
$_{18}Ar$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$	$[_{18}Ar]$	4s
$_{36}Kr$	$[_{18}Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$[_{36}Kr]$	5s
$_{54}Xe$	$[_{36}Kr]\ 4d^{10} 5s^2 5p^6$	$[_{54}Xe]$	6s
$_{86}Rn$	$[_{54}Xe]\ 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$	$[_{86}Rn]$	7s

5.2 Formación de iones

- **Cationes (iones positivos)**: En determinadas oportunidades los **elementos metálicos** pueden perder fácilmente algunos de sus electrones del último nivel energético (de valencia). **Al perder uno o más $\bar{e}$, el átomo queda con un mayor número de cargas positivas,** dando origen a los **cationes.** En este proceso, el catión consigue tener la misma configuración electrónica que el gas noble más próximo, logrando así su estabilidad química (octeto).


$$_{12}Mg\ (\ s^2\ \ s^2\ \ p^6\ \ s^2)\ -2\bar{e} \rightarrow\ _{12}Mg^{+2}\ (\ s^2\ \ s^2\ \ p^6) =\ _{10}Ne$$

- **Aniones (iones negativos):** Son producidos principalmente por los elementos **no metálicos,** los cuales tienen **tendencia a ganar electrones** para llegar a tener la configuración electrónica del gas noble más cercano. El proceso de ganancia de electrones deja al átomo con un exceso de cargas negativas, transformándolo en un anión o ión negativo.


$$_{9}F\ (\ s^2\ \ s^2\ \ p\ ) +1\bar{e} \rightarrow\ _{9}F^-\ \ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6) =\ _{10}Ne$$

6. Tabla periódica de los elementos

En el sistema periódico actual los elementos químicos se organizan según el orden creciente de sus números atómicos. Los elementos de la tabla se anotan con mayúscula cuando tengan un solo carácter, en cambio, cuando son dos caracteres la primera letra es mayúscula y la segunda minúscula.

K (Potasio) Mg (Magnesio)

Tabla periódica de los elementos químicos

Metales — No Metales — Gases nobles

Número atómico: 2 — Masa atómica: 4,0 — Símbolo: He — Nombre: Helio

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 1,0 H Hidrógeno																	2 4,0 He Helio
3 6,9 Li Litio	4 9,0 Be Berilio											5 10,8 B Boro	6 12,0 C Carbono	7 14,0 N Nitrogéno	8 16,0 O Oxigeno	9 19,0 F Flúor	10 20,2 Ne Neón
11 23,0 Na Sodio	12 24,3 Mg Magnesio											13 27,0 Al Aluminio	14 28,1 Si Silicio	15 31,0 P Fósforo	16 32,1 S Azufre	17 35,5 Cl Cloro	18 39,9 Ar Argón
19 39,1 K Potasio	20 40,1 Ca Calcio	21 45,0 Sc Escandio	22 47,9 Ti Titanio	23 50,9 V Vanadio	24 52,0 Cr Cromo	25 54,9 Mn Manganeso	26 55,8 Fe Hierro	27 58,9 Co Cobalto	28 58,7 Ni Níquel	29 63,5 Cu Cobre	30 65,4 Zn Cinc	31 69,7 Ga Galio	32 72,6 Ge Germanio	33 74,9 As Arsénico	34 79,0 Se Selenio	35 79,9 Br Bromo	36 83,8 Kr Criptón
37 85,5 Rb Rubidio	38 87,6 Sr Estroncio	39 88,9 Y Itrio	40 91,2 Zr Circonio	41 92,9 Nb Niobio	42 95,9 Mo Molibdeno	43 (99) Tc Tecnecio	44 101,1 Ru Rutenio	45 102,9 Rh Rodio	46 106,4 Pd Paladio	47 107,9 Ag Plata	48 112,4 Cd Cadmio	49 114,8 In Indio	50 118,7 Sn Estaño	51 121,8 Sb Antimonio	52 127,6 Te Teluro	53 126,9 I Yodo	54 131,3 Xe Xenón
55 132,9 Cs Cesio	56 137,3 Ba Bario	57-71	72 178,5 Hf Hafnio	73 180,9 Ta Tantalo	74 183,8 W Volframio	75 186,2 Re Renio	76 190,2 Os Osmio	77 192,2 Ir Iridio	78 195,1 Pt Platino	79 197,0 Au Oro	80 200,6 Hg Mercurio	81 204,4 Tl Talio	82 207,2 Pb Plomo	83 209,2 Bi Bismuto	84 (210) Po Polonio	85 (210) At Astato	86 (222) Rn Radón
87 (223) Fr Francio	88 (226) Ra Radio	89-103	104 (261,1) Rf Rutherfordio	105 (262,1) Db Dubnio	106 (263,1) Sg Seaborgio	107 (264,1) Bh Bohrio	108 (265,1) Hs Hassio	109 (268) Mt Meitnerio	110 (269) Ds Darmstadio	111 (272) Rg Roentgenio	112 (272) Cn Copernicio	113 Nh Nihonio	114 (285) Fl Flerovio	115 Mc Moscovio	116 (289) Lv Livermorio	117 Ts Tenesio	118 Og Oganesón

Lantánidos	57 138,9 La Lantano	58 140,1 Ce Cerio	59 140,9 Pr Praseodimio	60 144,2 Nd Neodimio	61 (147) Pm Prometio	62 150,3 Sm Samario	63 152,0 Eu Europio	64 157,2 Gd Gadolinio	65 158,9 Tb Terbio	66 162,5 Dy Disprosio	67 164,9 Ho Holmio	68 167,3 Er Erbio	69 168,9 Tm Tulio	70 173,0 Yb Iterbio	71 175,0 Lu Lutecio
Actínidos	89 (227) Ac Actinio	90 232,0 Th Torio	91 (231) Pa Protactinio	92 238,0 U Uranio	93 (237) Np Neptunio	94 (242) Pu Plutonio	95 (243) Am Americio	96 (247) Cm Curio	97 (247) Bk Berquelio	98 (251) Cf Californio	99 (252) Es Einstenio	100 (257) Fm Fermio	101 (256) Md Mendelevio	102 (259) No Nobelio	103 (262) Lr Laurencio

6.1 Períodos

Las siete líneas horizontales que aparecen en la tabla periódica son denominados períodos, es importante notar que:

- En el sexto período la tercera cuadrícula encierra 15 elementos (del lantano a lutecio) que por comodidad, están indicados en una línea debajo de la tabla; comenzando con el lantano, esos elementos forman la llamada **serie de los lantánidos.**
- Analógicamente, en el séptimo período, la tercera cuadrícula también encierra 15 elementos químicos (del actinio hasta el laurencio), que están indicados en la segunda línea debajo de la tabla. Comenzando con el actinio, ellos forman la **serie de los actínidos.**
- Se debe señalar que todos los elementos situados después del uranio (U–92) no existen en la naturaleza, debiendo ser sintetizados artificialmente. Ellos son denominados elementos transuránicos. Aparte de estos elementos, son también artificiales el tecnecio (Tc–43), prometio (Pm–61) y astato (At–85).

6.2 Grupos

Es un ordenamiento vertical de los elementos en la tabla periódica, de acuerdo a propiedades químicas semejantes. La numeración tradicional de las dieciocho columnas es IA, IIA, IIIB, IVB, etc., como vemos en la tabla periódica de más abajo. Actualmente, la IUPAC (Internacional Union of Pure and Applied Chemistry – Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda la numeración sucesiva, es decir: 1, 2, 3, 4, 5,...

Es importante considerar lo siguiente:

- El hidrógeno (H), a pesar de aparecer en el grupo IA (1), no es un metal alcalino. Al contrario, el hidrógeno es tan diferente de los demás elementos químicos que algunas clasificaciones prefieren colocarlo fuera de la tabla.
- Los grupos A de la tabla periódica reúnen a los elementos denominados representativos.
- Los elementos de los grupos B constituyen los llamados elementos de transición. Note que el grupo VIIIB es un grupo triple.
- Otra separación importante que podemos hacer en la tabla periódica es aquella en la que dividimos los elementos en metales, no metales, metaloides (o semimetales) y gases nobles.

Clasificación de los elementos en la Tabla Periódica

- Metales
- No metales
- Gases nobles
- Metaloides

1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 —	9 VIIIB	10 —	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 1,0 H Hidrógeno																	2 4,0 He Helio
3 6,9 Li Litio	4 9,0 Be Berilio											5 10,8 B Boro	6 12,0 C Carbono	7 14,0 N Nitrógeno	8 16,0 O Oxígeno	9 19,0 F Flúor	10 20,2 Ne Neón
11 23,0 Na Sodio	12 24,3 Mg Magnesio											13 27,0 Al Aluminio	14 28,1 Si Silicio	15 31,0 P Fósforo	16 32,1 S Azufre	17 35,5 Cl Cloro	18 39,9 Ar Argón
19 39,1 K Potasio	20 40,1 Ca Calcio	21 45,0 Sc Escandio	22 47,9 Ti Titanio	23 50,9 V Vanadio	24 52,0 Cr Cromo	25 54,9 Mn Manganeso	26 55,8 Fe Hierro	27 58,9 Co Cobalto	28 58,7 Ni Níquel	29 63,5 Cu Cobre	30 65,4 Zn Cinc	31 69,7 Ga Galio	32 72,6 Ge Germanio	33 74,9 As Arsénico	34 79,0 Se Selenio	35 79,9 Br Bromo	36 83,8 Kr Criptón
37 85,5 Rb Rubidio	38 87,6 Sr Estroncio	39 88,9 Y Itrio	40 91,2 Zr Circonio	41 92,9 Nb Niobio	42 95,9 Mo Molibdeno	43 (99) Tc Tecnecio	44 101,1 Ru Rutenio	45 102,9 Rh Rodio	46 106,4 Pd Paladio	47 107,9 Ag Plata	48 112,4 Cd Cadmio	49 114,8 In Indio	50 118,7 Sn Estaño	51 121,8 Sb Antimonio	52 127,6 Te Teluro	53 126,9 I Yodo	54 131,3 Xe Xenón
55 132,9 Cs Cesio	56 137,3 Ba Bario	57-71	72 178,5 Hf Hafnio	73 180,9 Ta Tantalio	74 183,8 W Volframio	75 186,2 Re Renio	76 190,2 Os Osmio	77 192,2 Ir Iridio	78 195,1 Pt Platino	79 197,0 Au Oro	80 200,6 Hg Mercurio	81 204,4 Tl Talio	82 207,2 Pb Plomo	83 209,2 Bi Bismuto	84 (210) Po Polonio	85 (210) At Astato	86 (222) Rn Radón
87 (223) Fr Francio	88 (226) Ra Radio	89-103	104 (261,1) Rf Rutherfordio	105 (262,1) Db Dubnio	106 (263,1) Sg Seaborgio	107 (264,1) Bh Bohrio	108 (265,1) Hs Hassio	109 (268) Mt Meitnerio	110 (269) Ds Darmstadio	111 (272) Rg Roentgenio	112 (272) Cn Copernicio	113 Nh Nihonio	114 (285) Fl Flerovio	115 Mc Moscovio	116 (289) Lv Livermorio	117 Ts Tenesio	118 Og Oganesón

Lantánidos	57 138,9 La Lantano	58 140,1 Ce Cerio	59 140,9 Pr Praseodimio	60 144,2 Nd Neodimio	61 (147) Pm Prometio	62 150,3 Sm Samario	63 152,0 Eu Europio	64 157,2 Gd Gadolinio	65 158,9 Tb Terbio	66 162,5 Dy Disprosio	67 164,9 Ho Holmio	68 167,3 Er Erbio	69 168,9 Tm Tulio	70 173,0 Yb Iterbio	71 175,0 Lu Lutecio
Actínidos	89 (227) Ac Actinio	90 232,0 Th Torio	91 (231) Pa Protactinio	92 238,0 U Uranio	93 (237) Np Neptunio	94 (242) Pu Plutonio	95 (243) Am Americio	96 (247) Cm Curio	97 (247) Bk Berquelio	98 (251) Cf Californio	99 (252) Es Einstenio	100 (257) Fm Fermio	101 (256) Md Mendelevio	102 (259) No Nobelio	103 (262) Lr Laurencio

Grupo	Nombre	Configuración Electrónica
IA	Alcalinos	ns^1
IIA	Alc. térreos	ns^2
IIIA	Térreos	ns^2np^1
IVA	Carbonados	ns^2np^2
VA	Nitrogenados	ns^2np^3
VIA	Calcógenos	ns^2np^4
VIIA	Halógenos	ns^2np^5
VIIIA	Gases nobles	ns^2np^6



Ojo con

Es habitual encontrar tablas periódicas donde se designan los grupos por un número romano y la letra A o B. Según se tratara de Europa o Estados Unidos, la designación de algunos grupos variaba. Para evitar ambigüedades, se adoptó el criterio de la IUPAC de designarlos por números correlativos del 1 al 18 como es posible encontrar en las tablas más actuales.

a. Elementos representativos

Corresponden a los grupos A de la tabla periódica. Son aquellos cuyo último electrón se aloja en un orbital s o p. El bloque s incluye a los elementos de los grupos **IA** y **IIA** (alcalinos y alcalinotérreos), y el bloque p a los grupos del **IIIA** al **VIIIA**. En todos estos casos, el número del grupo corresponde al número de electrones de valencia. Así, por ejemplo, los átomos de los elementos representativos pertenecientes al grupo **IIIA**, como el Aluminio (Al), tienen 3 e^- de valencia en su última capa.

b. Elementos de transición

Se sitúan en los **grupos B** del sistema periódico. Los elementos pertenecientes a esta clasificación presentan sus electrones más externos en **orbitales de tipo d (d^1 al d^{10}).**

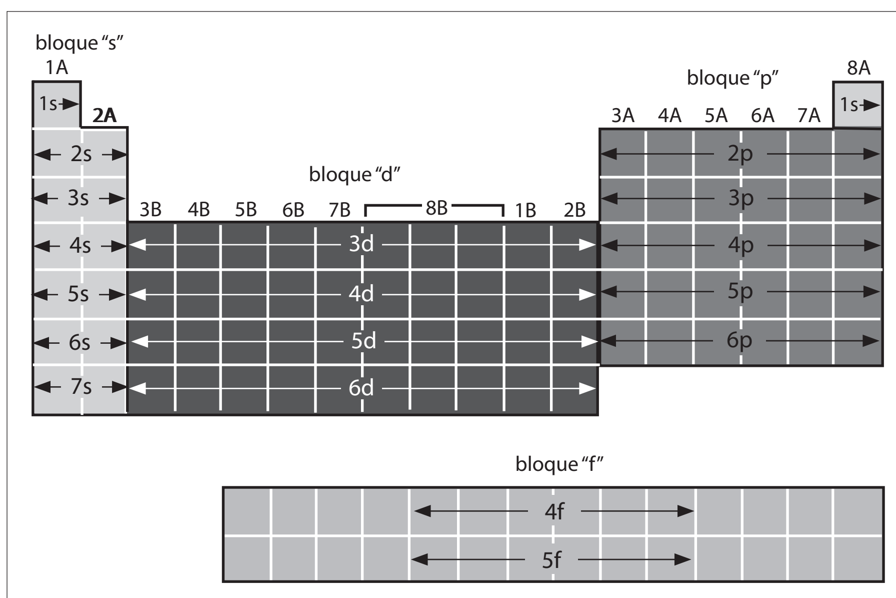
c. Elementos de transición interna

Se ubican en la zona inferior de la tabla periódica, también se les denomina tierras raras. Su principal característica es que presentan sus electrones de valencia en **orbitales tipo f (f^1 al f^{14}).**

d. Gases nobles

Se ubican en la parte derecha de la tabla periódica, en el **grupo VIIIA o grupo 18.** Son químicamente gases, que presentan 8 e^- en su último nivel de energía (ns^2 np^6), con excepción del Helio (He) que presenta 2 electrones en su último orbital molecular.

Los átomos de los gases nobles presentan gran estabilidad química debido a su configuración electrónica, puesto que **cumplen con la regla del octeto o del dueto, en el caso del helio,** es decir, presentan una configuración electrónica completa con 8 e^- en su último nivel energético. Por esta razón, no reaccionan con otros elementos químicos, recibiendo el nombre de **gases inertes.**





Ojo con

La regla del octeto es solo una aproximación útil para comprender los enlaces. En muchas moléculas aparecen átomos rodeados por un número menor o mayor que ocho electrones. Ejemplo: BF_3, SF_6.

e. Metales

Tienden a ceder electrones de su última capa para llegar a la configuración de gas noble. Incluyen a los elementos de los grupos IA y IIA (excepto el H), y de los grupos IIIB a IIB. En los grupos siguientes continúa una línea escalonada que pasa por encima del Al, Sn, Bi y Lv. En general son sólidos a 25 ºC. Se caracterizan por ser buenos conductores del calor y de la electricidad, siendo además dúctiles y maleables.

f. No metales

Tienden a captar electrones para alcanzar la configuración electrónica de gas noble. Aquí se reúnen los elementos que quedan por encima de la línea quebrada de los grupos IIIA a VIIA y al hidrógeno. A 25 ºC puede encontrarse en los tres estados de la materia. A diferencia de los metales, son malos conductores del calor y de la electricidad.

g. Metaloides

En esta categoría se incluye al B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po. Tienen propiedades intermedias entre metales y no metales.

7. Propiedades periódicas

Se llama propiedades periódicas a aquellas que varían de forma gradual al movernos un determinado sentido en un grupo o período.

Las propiedades periódicas se dividen en físicas y electrónicas.

- Radio atómico
- Volumen atómico

} Propiedades periódicas físicas

- Potencial de ionización
- Electroafinidad
- Electronegatividad

} Propiedades periódicas electrónicas

Para comprender cómo varían estas propiedades en el sistema periódico, resulta útil conocer los conceptos de **efecto de apantallamiento** y **carga nuclear efectiva**. El primero hace referencia al efecto de repulsión de los electrones de capas internas sobre los electrones de la capa más externa, oponiéndose a la atracción ejercida por el núcleo. La **carga nuclear efectiva (Z_{ef})** es la fuerza real con que el núcleo atrae a los electrones más externos, considerando tanto la carga nuclear (número de protones) como el efecto de apantallamiento. En un

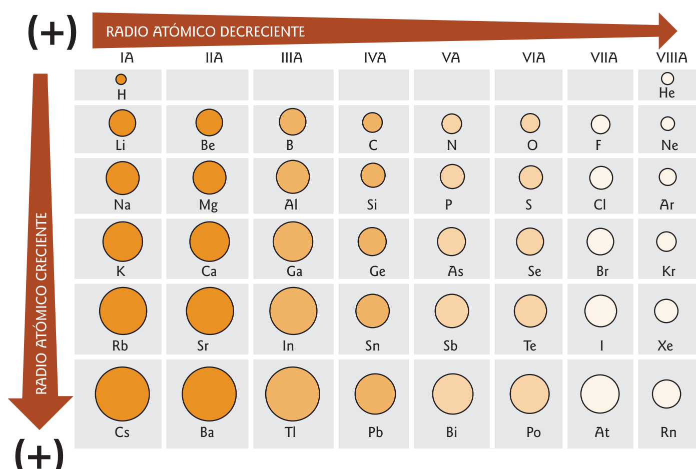
grupo, la Z_{ef} permanece casi constante, ya que al aumentar el Z aumenta la carga nuclear, pero también el número de niveles de energía ocupados por electrones y con ello el efecto de apantallamiento. En un período, la Zef aumenta de izquierda a derecha, ya que al aumentar el Z aumenta el número de cargas positivas en el núcleo y el número de niveles de energía se mantiene constante, de modo que el efecto de apantallamiento no varía de forma importante. Estos dos conceptos ayudan a entender y predecir cómo varían las propiedades periódicas a lo largo de un grupo y de un periodo en el sistema periódico.

7.1 Radio atómico

Es la distancia que se establece entre el núcleo y el último electrón del átomo. En la tabla periódica varía de la siguiente manera:

- **Grupos: aumenta de arriba hacia abajo,** debido a que el átomo incrementa la cantidad de niveles de energía ocupados por los electrones.

- **Períodos: disminuye de izquierda a derecha,** debido al aumento de la Z_{ef}, de modo que los electrones son más fuertemente atraídos por el núcleo, reduciendo así su distancia y, por consiguiente, el radio atómico.



7.2 Radio iónico

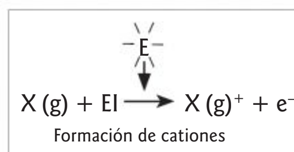
Se puede definir de forma análoga al radio atómico, pero para especies con carga. Cuando un átomo forma un catión, debe perder uno o más electrones, por lo que el núcleo atraerá con más fuerza a los restantes, reduciendo el radio del catión con respecto al átomo neutro. Por el contrario, un anión se forma por ganancia de electrones, lo que disminuye la carga nuclear efectiva, aumentando el radio del anión con respecto al átomo neutro. Además, se pueden establecer las siguientes generalizaciones con respecto a la variación del radio iónico:

- Para **iones de igual carga**, el radio aumenta al incrementarse el número atómico, debido a un aumento del número de niveles de energía ocupados.

- Si dos iones tienen el **mismo número de electrones**, pero con distinta carga, el radio será mayor en el que tenga menor carga nuclear, es decir, en el de menor Z.

7.3 Potencial de ionización (P.I.)

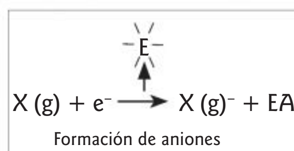
Es la energía necesaria para separar al último electrón de un átomo en estado fundamental y gaseoso. También se denomina energía de ionización. En la tabla periódica varía de la siguiente manera:



- **Grupos:** aumenta levemente de abajo hacia arriba, debido a la disminución del tamaño de los átomos.
- **Períodos:** aumenta de izquierda a derecha, por el aumento de la Z_{ef}. Dentro de cada periodo, los gases nobles son los de mayor P.I.

7.4 Electroafinidad (E.A.)

Es la energía liberada cuando se agrega un electrón al átomo en estado fundamental y gaseoso. En la tabla periódica varía en:



Grupos: en general, aumenta de abajo hacia arriba, debido a la disminución del tamaño atómico.

Períodos: en general, aumenta de izquierda a derecha, alcanzando un máximo en los halógenos, debido al aumento de la Z_{ef}, que favorece la incorporación de un electrón en la capa más externa.

7.5 Electronegatividad (E.N.)

Es la capacidad para atraer a los electrones de enlace. En la tabla periódica varía de la siguiente manera:

Grupos: tiende a aumentar levemente de abajo hacia arriba, ya que se reduce el tamaño del átomo, atrayendo con más fuerza a los electrones más externos.

Períodos: aumenta de izquierda a derecha, por el aumento de la Z_{ef}. Alcanza su máximo valor en los halógenos, dentro de cada período.

Variación de potencial de ionización, electroafinidad y electronegatividad en un sistema periódico.

(+) (+)

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,1	O 3,5	F 4,0
Na 1,0	Mg 1,3	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,4	Cl 2,9
K 0,9	Ca 1,1	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,0	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,0	I 2,2
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 1,5	Pb 1,6	Bi 1,7	Po 1,8	At 2,0
Fr 0,8	Ra 0,9					

8. Propiedades macroscópicas de la materia

8.1 Punto de ebullición

El punto de ebullición es la temperatura a la que la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión atmosférica existente sobre dicho líquido. A temperaturas inferiores al punto de ebullición (p.e.), la evaporación tiene lugar únicamente en la superficie del líquido. Durante la ebullición se forma vapor en el interior del líquido, que sale a la superficie en forma de burbujas, con el característico hervor tumultuoso de la ebullición. Cuando el líquido es una sustancia pura, continúa hirviendo mientras se le aporte calor, sin aumentar la temperatura; esto quiere decir que la ebullición se produce a una temperatura y presión constantes independientemente de la cantidad de calor aplicado al líquido.

• **Cuando se aumenta la presión sobre un líquido, el punto de ebullición aumenta**. El agua, sometida a una presión de 1 atmósfera (760 mmHg), hierve a 100 °C, pero a una presión de 217 atmósferas el punto de ebullición alcanza su valor máximo a 374 °C. Por encima de esta temperatura (la temperatura crítica del agua), el agua en estado líquido es idéntica al vapor saturado.

• **Al reducir la presión sobre un líquido, baja el valor del punto de ebullición**. A mayores altitudes, donde la presión es menor, el agua hierve por debajo de 100 °C. Si la presión sobre una muestra de agua desciende a 0,05 atmósferas, la ebullición tendrá lugar a 0 °C.

Los puntos de ebullición varían dentro de un amplio margen de temperaturas. El punto de ebullición más bajo es el del helio, -268,9 °C; el más alto es probablemente el del wolframio, unos 5.900 °C. Los puntos de ebullición varían de acuerdo a los distintos elementos y compuestos químicos, a presión de 1 atmósfera.

8.2 Punto de fusión

Es la temperatura a la cual un sólido cambia a líquido. En las sustancias puras, el proceso de fusión ocurre a una sola temperatura y el aumento de temperatura por la adición de calor se detiene hasta que la fusión es completa.

Los puntos de fusión se han medido a una presión de 1 atmósfera. Al fundirse, todas las sustancias absorben calor y la mayor parte se dilatan; en consecuencia, un aumento en la presión normalmente eleva el punto de fusión.

Algunas sustancias, por ejemplo, el agua, se contrae al fundirse; así, al aplicar presión al hielo a 0 ºC, se provoca su fusión. Para producir cambios significativos en el punto de fusión se requieren grandes cambios en la presión.

En disoluciones de dos o más componentes el proceso de fusión ocurre normalmente dentro de un intervalo de temperaturas y se hace una distinción entre el punto de fusión, la temperatura a la que aparece la primera traza de líquido y el punto de congelamiento, es decir, la temperatura más alta a la que desaparece la última traza de sólido, o, en forma equivalente, si se está enfriando en vez de calentar, la temperatura a la que aparece la primera traza de sólido.

Es interesante hacer notar que los elementos de menores puntos de fusión y ebullición son aquellos que se pueden presentar en estado líquido o gaseoso, en condiciones ambientales. Con excepción del hidrógeno, dichos elementos están ubicados a la derecha de la tabla periódica

9. Enlace químico

El enlace químico es la energía que mantiene los átomos unidos. Esta unión está regulada por criterios y reglas y dependiendo de ello, es el tipo de enlace que se establece.

Es así que un átomo adquiere estabilidad cuando posee 8 electrones en la capa electrónica más externa (o 2 electrones cuando sólo tienen 1 nivel de energía) o capa de valencia. La denominación **electrón de valencia,** se utiliza para designar los electrones existentes en esa capa.

En la práctica, cuando existe la unión entre 2 átomos, se ceden o ganan electrones o se comparten electrones, procurando adquirir la configuración electrónica de un gas noble.

Dos reglas principales que se deben cumplir son las siguientes:

- **Regla del Dueto:** Un átomo debe tener dos electrones en su entorno.
- **Regla del Octeto:** Un átomo debe tener ocho electrones en su entorno.

Una forma de simbolizar esta repartición de los electrones en el enlace se denomina estructura de Lewis. La estructura de Lewis es la representación de la distribución de los electrones que participan en el átomo.

Ejemplo: Como el hidrógeno pertenece al grupo IA, tendrá un solo electrón. El oxígeno pertenece al grupo VIA y participa con seis electrones.

Al simbolizar su unión queda $H \overset{x}{\cdot} \underset{\cdot\cdot}{\ddot{O}} \overset{x}{\cdot} H$

Estructura de Lewis de algunos elementos

Número atómico — 3; Símbolo de Lewis — Li•; Nombre — Litio

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H• Hidrógeno							2 He: Helio
3 Li• Litio	4 Be: Berilio	5 •B: Boro	6 •C: Carbono	7 •N• Nitrógeno	8 •O• Oxígeno	9 :F• Flúor	10 :Ne: Neón
11 Na• Sodio	12 Mg: Magnesio	13 •Al: Aluminio	14 •Si: Silicio	15 •P• Fósforo	16 •S• Azufre	17 :Cl• Cloro	18 :Ar: Argón

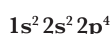
9.1 Determinación de electrones de valencia

Son los electrones de mayor energía que posee un átomo. Estos se ubican en los niveles energéticos más externos. Además, son los electrones efectivamente utilizados en la creación de los enlaces químicos.

Para poder determinarlos:

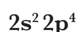
- Se escribe la configuración electrónica de los elementos.
- Se identifica la capa más externa.
- Se suman los electrones del último nivel de energía.

Así por ejemplo, el oxígeno que tiene un número atómico de 8, al escribir su configuración electrónica queda:



$$1s^2 2s^2 2p^4$$

Identificando la capa más externa,

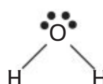


$$2s^2 2p^4$$

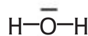
Sumando los electrones (2 + 4), se obtienen 6 electrones de valencia.

9.2. Estructura de Lewis

Los **electrones de valencia** de los átomos se representan mediante las llamadas estructuras de Lewis. En ellas, los electrones de valencia suelen representarse mediante puntos y los enlaces, formados por pares de electrones, con líneas. Por ejemplo, la estructura de Lewis del agua tiene 2 enlaces y 4 electrones no enlazantes:



Los electrones que no forman enlaces también se pueden representar como pares no enlazantes, mediante líneas, cada una de las cuales corresponde a dos electrones:

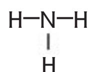


Para dibujar la estructura de Lewis de un compuesto se siguen los pasos descritos a continuación:

1. Elegir el **átomo central**. Este generalmente es el menos electronegativo y nunca es hidrógeno. Por ejemplo, para el NH_3, el átomo central es el N.

2. Contar los **electrones de valencia** de cada átomo, recordando incorporar las cargas si se trata de un ion molecular. Si se tratara de un ion de carga –2, se deben sumar dos electrones; si se trata de un ion de carga +2, se restan dos electrones. En nuestro ejemplo, hay 5 electrones de valencia del nitrógeno y 1 electrón de valencia por cada átomo de hidrógeno, totalizando 8 (4 pares).

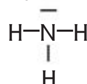
3. Unir el átomo central con los periféricos a través de un **par enlazante**. Por ejemplo:



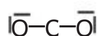
Los electrones que forman los enlaces se restan del total. En este caso, nos quedan:

$$8 - 6 = 2 \text{ electrones}$$

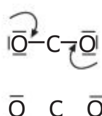
4. Los electrones restantes se sitúan como **pares no enlazantes** para completar el octeto, comenzando con los átomos periféricos. En el caso del NH_3:



5. Si algún átomo no cumple con la regla del octeto, se establecen **enlaces múltiples**. Por ejemplo, siguiendo los pasos anteriores para el CO_2, se obtiene la siguiente estructura de Lewis:



Sin embargo, en esta estructura el carbono solo tiene 4 electrones de valencia, por lo que debemos establecer enlaces dobles, como se muestra a continuación:



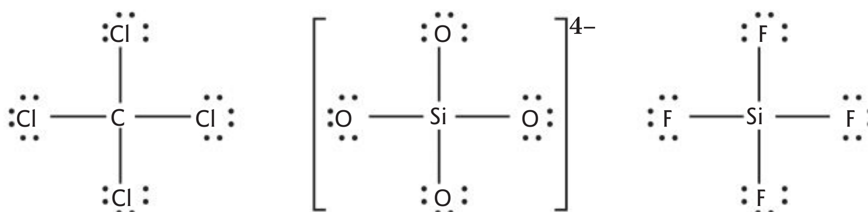
6. Asignar **cargas formales** (CF) a cada átomo. Esta corresponde a la carga hipotética que tiene cada átomo en la estructura de Lewis y se calcula como:

$$CF = n^\circ\ e^-\ valencia - (e^-\ no\ enlazantes + 1/2\ e^-\ enlazantes)$$

Se prefiere la estructura sin cargas, con la mínima carga formal o con el menor número de átomos con carga formal. Las estructuras con cargas formales del mismo signo en átomos adyacentes son poco probables. Si debe tener carga formal, se prefiere que la carga negativa se sitúe en el átomo más electronegativo.

9.3 Especies isoelectrónicas

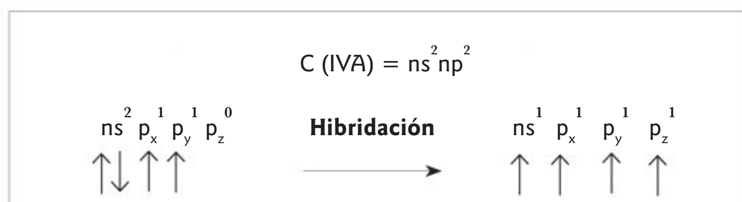
Se dice que dos moléculas, átomos o iones son isoelectrónicos cuando tienen el mismo número de electrones de valencia y la misma estructura de Lewis. Por ejemplo, los iones Na^+, F^- y Mg^{2+} son isoelectrónicos entre sí. En el caso de las moléculas, son isoelectrónicas, por ejemplo, CCl_4, SiO_4^{4-} y SiF_4, cuyas estructuras de Lewis se muestran a continuación:



Cada una de estas moléculas presenta 32 electrones de valencia repartidos en 4 pares enlazantes y 12 pares no enlazantes.

9.4 Hibridación

Por último, es conveniente indicar que existe un concepto importante relacionado con el enlace químico: la **hibridación.** Esta tiene relación con un aumento del número de electrones desapareados, producto de un reordenamiento de los orbitales apareados. El principal ejemplo de hibridación lo representa el átomo de carbono.



9.5 Tipos de enlace

9.5.1 Enlace iónico

Es el proceso de unión que se **establece entre dos átomos de electronegatividades muy distintas (diferencia de EN igual o mayor a 1,7),** en el cual ocurre una **transferencia de uno o más electrones,** generalmente desde un elemento metálico hacia otro no metálico. En este tipo de enlace un átomo **cede electrones,** quedando con carga positiva, y el otro átomo **capta electrones,** quedando con carga negativa.

Las sustancias iónicas tienen aspecto cristalino, son sólidas a temperatura ambiente y presentan elevados puntos de fusión y ebullición. Además, son solubles en agua y conducen la corriente eléctrica (electrolitos) cuando están fundidos o en disolución acuosa. Por ejemplo, algunas sustancias iónicas:

- NaCl (Sal de mesa)

  $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$

- KNO_3 (Salitre)

  $KNO_3 \rightleftharpoons K^+ + NO_3^-$

- $CuSO_4$ (Sulfato de cobre)

  $CuSO_4 \rightleftharpoons Cu^{+2} + SO_4^{-2}$

El enlace iónico se establece principalmente entre átomos de los grupos:

IA - VIA	IIA - VIA
IA - VIIA	IIA - VIIA



Sabías que...

Los electrones de valencia que forman parte del enlace se denominan *electrones enlazantes* y los otros electrones de valencia reciben el nombre de *electrones no enlazantes o libres*.

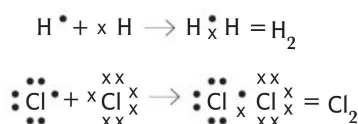
9.5.2 Enlace covalente

Es un tipo de unión atómica que se produce entre átomos de tipo no metálico y se caracteriza porque los átomos enlazantes comparten electrones, formando ambos un octeto. **Las sustancias con enlaces covalentes no conducen la corriente eléctrica y presentan puntos de fusión más bajos.**

Dentro de este enlace se distinguen dos tipos:

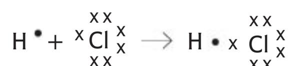
- **Enlace covalente apolar:** Se da entre átomos de igual electronegatividad (diferencia de EN = 0). Este enlace lo presentan por ejemplo, los gases diatómicos, tales como el H_2, O_2, N_2, etc.

Ejemplo



- **Enlace covalente polar:** Se presenta entre átomos que tienen electronegatividades distintas (diferencia de EN entre 0,1 y 1,6). Se le denomina enlace covalente polar porque al producirse la unión entre átomos con electronegatividades distintas, se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, generándose por consiguiente un polo positivo y otro polo negativo. Por lo tanto, la zona que pertenece al átomo con mayor electronegatividad será el polo negativo y la del átomo con menor electronegatividad será el polo positivo, originándose así una molécula polar.

Ejemplo



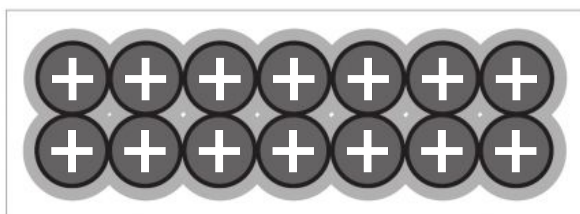
- **Enlace covalente coordinado o dativo:** en este tipo de enlace sólo un átomo aporta electrones para el enlace, mientras que el otro átomo sólo aporta orbitales vacíos.

Ejemplo



9.5.3 Enlace metálico

Este tipo de enlace, se establece entre elementos metálicos y se caracteriza por mantener una gran cantidad de iones positivos que se mantienen unidos entre sí y una nube de electrones deslocalizados alrededor de ellos.



Los cationes metálicos se encuentran rodeados de electrones deslocalizados, lo que produce una gran atracción entre átomos, así lo explica la **teoría del mar de electrones**. Esta atracción es responsable de las propiedades de los compuestos metálicos, tales como sus elevados puntos de fusión y ebullición, ser buenos conductores de calor y electricidad y ser maleables y dúctiles.

9.6 Geometría molecular

Corresponde a la disposición espacial que tienen los átomos dentro de una molécula y que según sus características le otorgan una geometría particular, basado en el **modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV)**. Esto indica que los electrones de valencia que se encuentran en un átomo central, desempeñan un papel fundamental, incluyendo los pares electrónicos que forman enlace y los que no forman enlace.

Considerando a las moléculas covalentes como compuestas por un átomo central (**A**), rodeado de ligantes (**B**) y pares de electrones libres en el átomo central (**E**), la fórmula que lo representa es:



$$AB_XE_Y$$

Siendo **X**, el número de ligantes del átomo central, e **Y** el número de pares de electrones libres en el átomo central.

Ejemplo

Determinar la geometría molecular de la molécula de anhídrido sulfuroso, SO_2.

- Primero se deben determinar los electrones de valencia de los átomos involucrados en la formación de la molécula:

Oxígeno: 6 electrones de valencia (grupo VIA)
Azufre: 6 electrones de valencia (grupo VIA)

- Determinar el total que efectivamente forman enlaces:



$6 + 6 \cdot 2 = 18$ (electrones disponibles)

- Ubicar átomo principal en el centro y los ligantes alrededor:

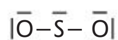
O S O

- Distribuir los electrones, formando en primera instancia enlaces simples (2 electrones):

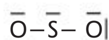


O–S– O (4 electrones utilizados)

- Luego, distribuir los electrones restantes, formando en primera instancia octetos con los ligantes y luego con el átomo central:



- En este caso, el azufre no cumple con octeto, por lo tanto, se deben deslocalizar pares de electrones para formar enlaces dobles:



Finalmente, se determina que la molécula de anhídrido sulfuroso tiene geometría angular, con 2 ligantes y un par de electrones libres en el átomo central (AB_2E).

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Átomos enlazados	Distribución de los pares electrónicos	Geometría de la molécula
AB_2	$BeCl_2$	:Cl: Be :Cl:	2	A — Lineal	Cl—Be—Cl; Lineal; 180°
AB_3	BF_3	:F: B :F: :F:	3	A — Plana trigonal	F, B, F, F; Plana trigonal; 120°
AB_4	CH_4	H H :C: H H	4	A — Tetraédrica	H, C, H, H, H; Tetraédrica; 109,5°
AB_5	PCl_5	:Cl: :Cl: P :Cl: :Cl: :Cl:	5	A — Bipiramidaltrigonal	Cl, Cl, P, Cl, Cl, Cl; Bipiramidaltrigonal; 90°; 120°
AB_6	SF_6	:F: :F: :F: S :F: :F: :F:	6	Octaédrica	F, F, F, S, F, F, F; Octaédrica; 90°; 90°

Tipo de molécula	Molécula	Estructura de Lewis	Átomos enlazados	Pares libres	Distribución de los pares electrónicos	Geometría de la molécula
AB_2E	SO_2	O::S :O:	2	1	S, O, O — Plana trigonal	S, O, O; angular; 119,5°
AB_2E_2	H_2O	H :O: H	2	2	O, H, H — Tetraédrica	O, H, H; angular; 104,5°
AB_3E	NH_3	H :N: H H	3	1	H, N, H, H — Tetraédrica	H, N, H, H; Piramidal trigonal; 107,3°

Tipo de molécula	*Molécula*	*Estructura de Lewis*	*Pares enlazantes*	*Pares libres*	*Distribución de los pares electrónicos*	*Geometría de la molécula*
AB_2E	NO_2^- (Nitrito)	[:Ö: N :Ö:]	2	1	O N O Triangular plana	[O N O]$^-$ angular
AB_3	CO_3^{2-} (Carbonato)	[:Ö: C :Ö: :Ö:]	3	0	O C O O Triangular plana	[O C O O]$^{2-}$ Triangular plano
AB_3E	ClO_3^- (Clorato)	[:Ö:Cl:Ö: :Ö:]	3	1	O Cl O O Tetraédrica	[O Cl O O]$^-$ Piramidal trigonal

9.7 Polaridad de las moléculas

La polaridad es una propiedad de las moléculas que representa la separación de las cargas eléctricas dentro de ellas, según el número y tipo de enlaces que posea. Un enlace covalente entre dos átomos puede ser **polar** o **apolar**, dependiendo de su diferencia de **electronegatividad**. Si existen diferencias de electronegatividad, los electrones de enlace estarán desplazados hacia el átomo más electronegativo, ya que este atrae con más fuerza a los electrones de enlace. En este caso, se dice que el enlace tiene un **momento dipolar** (μ) distinto de cero.

Cuando una molécula está formada por más de dos átomos, su polaridad estará determinada por la suma vectorial de los momentos dipolares de todos sus enlaces, por lo que dependerá tanto de la **polaridad de sus enlaces** como de la **geometría molecular**. Así, la presencia de enlaces polares no necesariamente implica que la molécula sea polar.

	CO_2	*BCl_3*	*H_2O*	*NH_3*
Estructura de Lewis	:Ö::C::Ö:	:Cl: B :Cl: :Cl:	H:Ö:H	H :N: H H
Geometría molecular	O—C—O Lineal	Triangular plana (Cl, B, Cl, Cl)	O H H Angular	Piramidal triangular (N, H, H, H)
Enlaces polarizados	O—C—O (2) Los $\vec{\mu}$ se anulan	Los $\vec{\mu}$ se anulan (3) Cl B Cl Cl	(2) O H H Hay $\vec{\mu}$ resultante	(3) N H H H Hay $\vec{\mu}$ resultante
Momento dipolar resultante	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r = 0$ No polarizada	$\mu_r =$ 1,87D Dipolo (O H H)	$\mu_r =$ 1,46D Dipolo (N H H H)

9.8 Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares se definen como el conjunto de fuerzas atractivas o repulsivas que se producen entre las moléculas, como consecuencia de la presencia o ausencia de electrones. En general, son más débiles que un enlace intramolecular y se relacionan con las propiedades físicas de las sustancias, como el estado de agregación, el punto de ebullición y de la solubilidad, entre otras.

Las fuerzas de atracción intermolecular pueden ser: **fuerzas de Van der Waals** (fuerzas dipolo – dipolo permanente, fuerzas dipolo permanente – dipolo inducido y fuerzas de dispersión o de London) y enlace por **puente de hidrógeno.**

9.8.1 Fuerzas de Van der Waals

Dipolos - dipolo

Este tipo de unión se produce cuando ambas moléculas disponen de cargas positivas y negativas, es decir, son moléculas polares o que tienen polaridad, atrayéndose electrostáticamente y formando la unión.

Dipolos permanente - dipolo inducido

Este tipo de unión se produce entre una molécula polar y una apolar, cuando la carga de la primera genera una distorsión en la nube electrónica de la segunda, convirtiéndola de forma transitoria en un dipolo. Es más débil que la unión entre dipolos permanentes.

Fuerzas de dispersión o de London

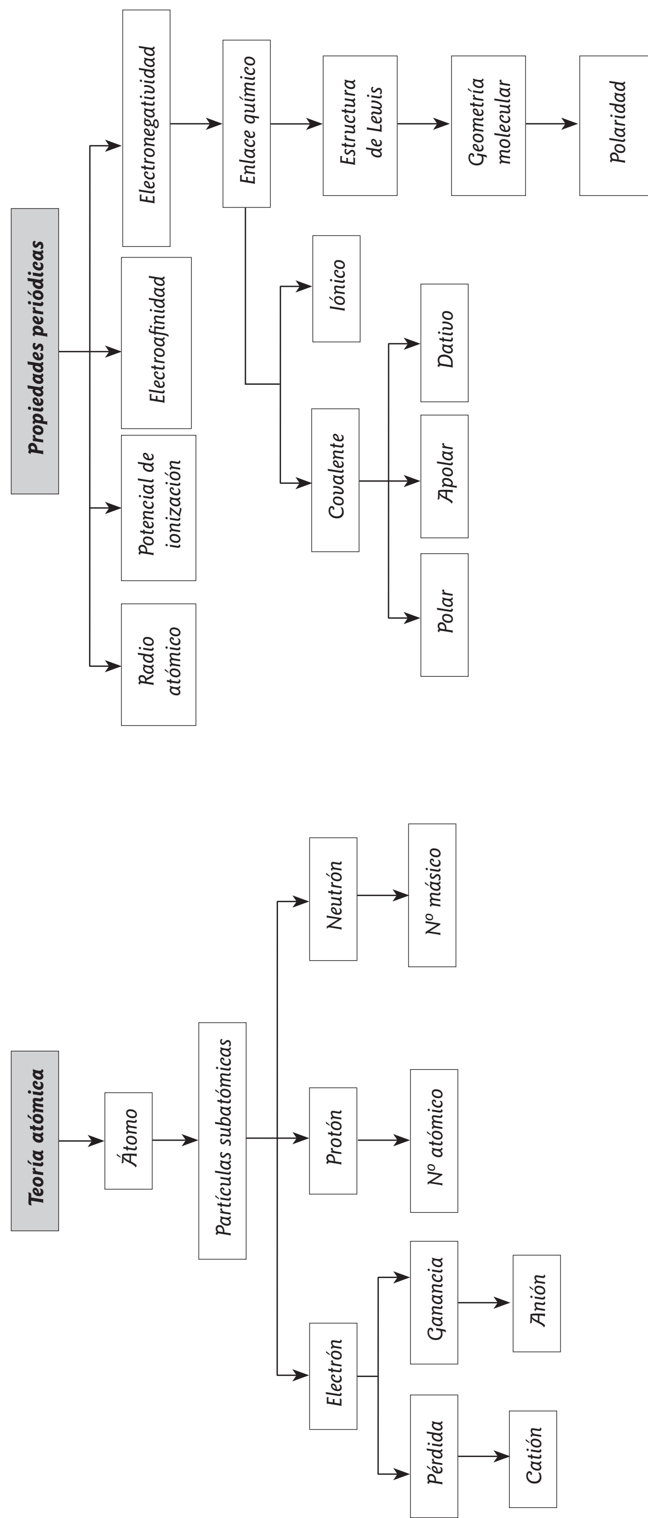
En este caso, la unión se produce entre moléculas no polares al formarse un dipolo instantáneo en una molécula, que induce la formación de un dipolo en la otra.

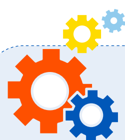
La unión que se crea en este tipo de dipolos tiene una intensidad muy débil y una vida muy corta.

9.8.2 Puente de hidrógeno

Es la fuerza atractiva que resulta de la formación de una fuerza dipolo-dipolo entre un átomo de hidrógeno unido covalentemente a un átomo electronegativo (N, O o F) y otro átomo de N, O o F.

Esquema de síntesis





Actividades

1. ¿Cuántos protones, electrones y neutrones contienen los siguientes átomos?

$_{37}Rb^{85}$: ______________________________ $_{3}Li^{7}$: ______________________________

$_{8}O^{16}$: ______________________________ $_{2}He^{4}$: ______________________________

$_{27}Co^{59}$: ______________________________ $_{5}B^{11}$: ______________________________

2. Escriba las configuraciones electrónicas de $_{11}Na$, $_{13}Al$, $_{19}K$, $_{20}Ca$ y $_{7}N$. Considere para su desarrollo el siguiente ejemplo:

$_{11}Na$: 11 protones (+)
11 electrones (-)

$_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$_{13}Al$:

$_{19}K$:

$_{20}Ca$:

$_{7}N$:

3. **Escriba** las configuraciones electrónicas para los siguientes átomos e iones:

$_{11}Na^{+}$ =

$_{17}Cl^{-}$ =

$_{13}Al^{3+}$ =

$_{35}Br^{-}$ =

$_{8}O^{2-}$ =

$_{4}Be^{2+}$ =

$_{29}Cu^{+}$ =

$_{28}Ni^{3+}$ =

4. Relacionar los conceptos de la columna A con aquellos ubicados en la columna B.

	Columna A		Columna B
1.	Ne	__________	Grupo I A
2.	Unión entre los grupos I A y VII A	__________	Igual nº de neutrones
3.	$_7N^{14}$ y $_6C^{14}$	__________	Protones+Neutrones
4.	Configuración ns^2 np^5	__________	Catión.
5.	Isótonos	__________	Isóbaros
6.	Na^+	__________	Gas Noble
7.	Número másico	__________	Enlace iónico
8.	Alcalinos	__________	Halógenos

Capítulo 3

Estequiometría

Aprendizajes Esperados

- Conocer las leyes que rigen la estequiometría.
- Aplicar el concepto de mol.
- Desarrollar relaciones estequiométricas.

1. Estequiometría

La estequiometría tiene por finalidad establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en una reacción química. Los reactantes son los precursores del proceso y los productos son los que se obtienen una vez finalizada la reacción. Para entender como se establecen estas relaciones, es importante conocer las leyes que rigen la estequiometría o leyes ponderales.

1.1 Ley de la conservación de la masa (ley de Lavoisier)

"En toda reacción química la masa de los reactantes será igual a la masa de productos".

m Reactantes = m Productos

Esta ley reafirma que en la naturaleza nada se crea ni destruye, sólo se transforma. Por lo tanto, en todo proceso químico no puede observarse una variación entre las masas respectivas, cualquier anomalía es indicio de que lo que estamos haciendo no se comporta como debe ser.

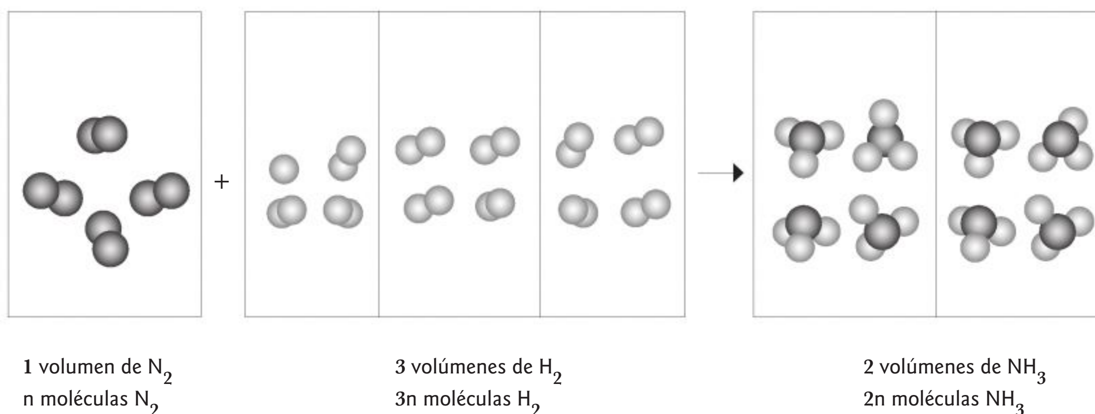
Ejemplo

El óxido de cobre (II) (CuO) se forma a través de la reacción entre el oxígeno y el cobre metálico.

Si la masa de óxido es 35 g y la del metal 28 g, la masa de oxígeno es:

Entonces, aplicando la ley, tenemos:

m cobre + m oxígeno = m óxido
m oxígeno = m óxido – m cobre
m oxígeno = 35 g – 28 g
m oxígeno = 7 g



1 volumen de N_2
n moléculas N_2

3 volúmenes de H_2
3n moléculas H_2

2 volúmenes de NH_3
2n moléculas NH_3

1.2 Ley de proporciones definidas (ley de Proust)

"En un compuesto dado, los elementos participantes se combinan siempre en la misma proporción, sin importar su origen y modo de obtención".

Por ejemplo, en el óxido de zinc (II) (ZnO), el cual está formado por zinc y oxígeno, el zinc está presente en un 80,3% y el oxígeno, en un 19,7%. Esto quiere decir que si sintetizamos este óxido básico, veremos que, desde el punto de vista de la masa, habrá siempre dicho porcentaje de cada elemento.

Ejemplo

El óxido de zinc (II) tiene un 80,3% de zinc y un 19,7% de oxígeno. Si la masa del óxido básico es 145 g, calcular la masa de zinc y oxígeno presentes.

M zinc = % de zinc x masa óxido

M zinc = (80,3/100) x 145 g

M zinc = 116,435 g

M oxígeno = % de oxígeno x masa óxido

M oxígeno = (19,7/100) x 145 g

M oxígeno = 28,565 g

Al sumar las masas correspondientes, obtendremos la masa del óxido.

116,435 g + 28,565 g = 145 g



Sabías que...

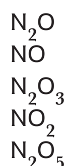
Cualquier muestra de dióxido de carbono (CO_2), por cualquier procedimiento que se haya preparado siempre contiene un 27,29 % de carbono y un 72,71 % de oxígeno.

1.3 Ley de las proporciones múltiples (ley de Dalton)

"Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija del otro elemento están en relación de números enteros y sencillos".

Esta ley puede ejemplificarse a través de los anhídridos del nitrógeno.

Los anhídridos son:



Ejemplo

Si fijamos una masa de nitrógeno en 7 g, las masas de oxígeno en cada compuesto serán, respectivamente:

Compuesto	m de O (g)	m de N (g)
N_2O	4	7
NO	8	7
N_2O_3	12	7
NO_2	16	7
N_2O_5	20	7

La razón entre las masas de oxígeno en los ditintos compuestos es:

$$4 : 8 : 12 : 16 : 20$$

Como las masas de nitrógeno son múltiplos de 4, se hace la simplificación correspondiente:

$$1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

De esta manera queda demostrada la aplicación de esta ley.

1.4 Ley de las proporciones recíprocas (ley de Richter)

"Las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma masa de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien un múltiplo o submúltiplo de dicha relación".

Ejemplo

En el compuesto CCl_4, 12 g de C se combinan con 142 g de Cl; en el CO_2, en tanto, 12 g de C se combinan con 32 g de O. La razón entre las masas de Cl y O que se combinan con los mismos 12 g de C es:

$$\frac{\text{masa de Cl}}{\text{masa de O}} = \frac{142}{132} = 4{,}44$$

El Cl y el O se combinan entre sí para formar varios compuestos, en los cuales la razón entre las masas de estos elementos es:

Cl_2O: $\frac{71}{16} = 4{,}44$

Cl_2O_3: $\frac{71}{48} = \frac{4{,}44}{3} = 1{,}48$

Cl_2O_5: $\frac{71}{80} = \frac{4{,}44}{5} = 0{,}89$

Cl_2O_3: $\frac{71}{112} = \frac{4{,}44}{7} = 0{,}63$

Se aprecia que en Cl_2O la razón entre las masas de Cl y O es la misma que la razón de las masas de estos dos elementos que se combinan con una masa fija de C, tal como predice la ley de Richter, mientras que en el resto de los compuestos las razones corresponden a submúltiplos del valor anterior.

2. *Términos de estequiometría*

A continuación, presentaremos algunos términos muy usados para explicar la relación entre reactantes y productos.

2.1 Unidad de masa atómica (uma)

Es la unidad que se usa para expresar cuál es la masa de un átomo, y equivale a

$$1 \text{ uma} = 1{,}66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Veamos su aplicación en los siguientes ejemplos.

Ejemplo 1.

Calcular la masa del átomo de Al en gramos, sabiendo que equivale a 26,98 uma.

$$1 \text{ uma} \longrightarrow 1{,}66 \times 10^{-24} \text{ g}$$
$$26{,}98 \text{ uma} \longrightarrow X \text{ g}$$
$$X = 26{,}98 \times 1{,}66 \times 10^{-24} \text{ g} = 4{,}48 \times 10^{-23} \text{g}$$

Ejemplo 2.

Calcular la masa del átomo de Na en uma, si su masa en gramos es $3{,}81 \times 10^{-23}$ g.

$$1 \text{ uma} \longrightarrow 1{,}66 \times 10^{-24} \text{ g}$$
$$X \longrightarrow 3{,}81 \times 10^{-23} \text{ g}$$
$$X = \left(\frac{3{,}81 \times 10^{-23}}{1{,}66 \times 10^{-24}}\right) \text{uma} = 23 \text{ uma}$$

2.2 Mol (n)

Es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomo, moléculas o iones) como átomos hay en 12 g de carbono 12.

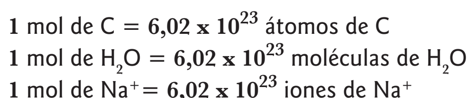
2.3 Constante de Avogadro

Es la constante que establece una relación entre el número de entidades y la cantidad de sustancia. Su valor es:

$$6{,}02 \times 10^{23} \text{ entidades} \cdot \text{mol}^{-1}$$

En general, podemos decir que el concepto de mol y la constante de Avogadro están estrechamente relacionados. Así, un mol de entidades (átomos, moléculas o iones) equivale a decir que hay $6{,}02 \times 10^{23}$ de estas entidades, del mismo modo que cuando decimos una docena sabemos que son doce unidades o si tenemos una resma de papel nos referimos a 500 hojas.

Por ejemplo:



1 mol de C = $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de C
1 mol de H_2O = $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O
1 mol de Na^+ = $6{,}02 \times 10^{23}$ iones de Na^+

Ejemplo

Calcular el número de átomos que hay en 2,3 mol de Zn.

Como nos están preguntando por número de átomos, debemos usar la expresión de la constante, entonces,

1 mol ⟶ $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de Zn
2,3 mol ⟶ X átomos de Zn
X = $1{,}38 \times 10^{24}$ átomos Zn

Es decir, en 2,3 mol de Zn hay $1{,}38 \times 10^{24}$ átomos de Zn.

2.4 Masa molar (MM)

Es la masa de un mol de sustancia. Se mide en g/mol y se puede calcular como el cociente entre la masa (g) y de una sustancia y el número de mol contenidos en dicha masa.

$$MM = \frac{m}{n}$$

El valor numérico de la masa atómica, en uma, es igual a la masa molar, en g/mol, del elemento.Por lo tanto, para calcular la MM de un compuesto solo se requieren las masas atómicas de sus elementos constituyentes.

Ejemplo

Calcular la masa molar del $Cu(OH)_2$, sabiendo que las masas atómicas (M.at) de cada elemento son, respectivamente:

M.at Cu = 64 uma
M.at O = 16 uma
M.at H = 1 uma

La masa molar del hidróxido de cobre (II) será la suma de las masas atómicas de los elementos que lo constituyen, considerando el número de átomos de cada elemento.

$$MM\ Cu(OH)_2 = MM\ Cu + 2\ MM\ O + 2\ MM\ H$$

MM Cu = 64 g/mol x 1	=	64 g/mol
MM O = 16 g/mol x 2	=	32 g/mol
MM H = 1 g/mol x 2	=	+ 2 g/ mol
MM $Cu(OH)_2$	=	98 g/mol

Lo que significa que un mol de hidróxido de cobre (II) tiene una masa de 98 g.

A partir del término de masa molar podemos dar origen a la siguiente expresión:

$$n = \frac{m}{MM}$$

donde:

n = número de mol.
m = masa (g)
MM = masa molar (g/mol)

Por lo tanto, podemos calcular el número de mol (n) conociendo la masa (g) y la masa molar (g/mol) de la sustancia, y también calcular la masa conociendo los mol (n) y la masa molar (MM).

2.5 Relación entre masa molar y la constante de Avogadro

En este punto veremos las relaciones que se pueden establecer entre la masa molar y la constante de Avogadro.

De este modo, tenemos:

$$1\ \text{mol} = 6{,}02 \times 10^{23}\ \text{entidades elementales} = \text{masa molar (MM)}$$

Ejemplo

¿Cuántos átomos de aluminio hay en 10 g del metal, sabiendo que la masa atómica del aluminio es de 27 uma?

Como se necesita determinar el número de átomos de aluminio en una cantidad conocida del metal, es preciso utilizar la relación anterior.

I. X átomos Al ⟶ 10 g Al
$6{,}02 \times 10^{23}$ átomos Al ⟶ 27 g Al

II. $$\frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{átomos Al} \times 10\ \text{g Al}}{27\ \text{g Al}} \qquad X = 2{,}23 \times 10^{23}\ \text{átomos Al}$$

2.6 Volumen molar

Un mol de distintos gases ideales ocupan un mismo volumen **en iguales condiciones de presión y temperatura**, conteniendo el mismo número de moléculas.

Bajo condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), un mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de 22,4 litros.

Así:

$$V_{molar} = 22{,}4 \text{ L/mol}$$

Ejemplo

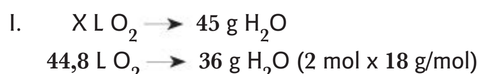
El agua y el cloro reaccionan de acuerdo a la siguiente reacción química:



$$2\ H_2O\ (\ )\ +\ 2\ Cl_2\ (g) \leftrightarrow 4\ HCl\ (ac)\ +\ 2\ O_2\ (g)$$

a. De acuerdo a lo anterior, ¿cuántos litros de O_2 se producirán a partir de 45 g de agua en CNPT? (MM H_2O= 18 g/mol)

Sabiendo que 1 mol de gas en CNPT= 22,4 L



I. $X\ L\ O_2 \longrightarrow 45\ g\ H_2O$

$44{,}8\ L\ O_2 \longrightarrow 36\ g\ H_2O$ (2 mol x 18 g/mol)

II. $$X = \frac{44{,}8\ L\ O_2 \times 45\ g\ H_2O}{36\ g\ H_2O}$$

$X = 56\ L\ O_2$



Ojo con

Por convención, se entiende que las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) corresponden a 273 K (0° C) y 1 atmósfera de presión (760 mmHg).

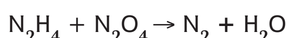
3. Ecuaciones químicas

Una vez que se determina la naturaleza de los reactantes y de los productos, es posible describir una reacción mediante una ecuación que indique el símbolo químico y las cantidades de las sustancias que participan en ella.

Para ilustrar los principios que intervienen, se considerará la reacción que se efectúa en el motor de un cohete que emplea hidracina como combustible y tetraóxido de dinitrógeno como oxidante. Las fórmulas moleculares para estas dos sustancias, ambas líquidas, son N_2H_4 y N_2O_4, respectivamente. El análisis de la mezcla que sale del escape del cohete muestra que se compone de nitrógeno gaseoso elemental (N_2) y agua líquida (H_2O).

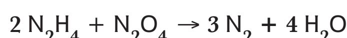
Para describir una ecuación balanceada de esta reacción, se siguen los siguientes pasos:

1. Primero se escribe una ecuación no balanceada, en la que aparezcan las fórmulas de los reactantes a la izquierda y las de los productos a la derecha.



$$N_2H_4 + N_2O_4 \rightarrow N_2 + H_2O$$

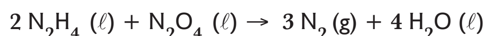
2. Se balancea la ecuación tomando en cuenta la ley de conservación de masa, que requiere que haya el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.



$$2\,N_2H_4 + N_2O_4 \rightarrow 3\,N_2 + 4\,H_2O$$

El número de mol o litros totales de los reactantes comparado con los de los productos, pudiera no resultar siempre igual, lo cual no indica que la reacción no esté balanceada.

3. Para indicar los estados físicos de los reactantes y productos en la ecuación se emplearán las letras (g), (ℓ) y (s) para representar gases, líquidos puros y sólidos respectivamente.



$$2\,N_2H_4\,(\ell) + N_2O_4\,(\ell) \rightarrow 3\,N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(\ell)$$

Cuando se trata de reacciones que tienen lugar en disoluciones acuosas se emplearán los símbolos (ac) o (aq) para indicar una especie disuelta (ión o molécula).

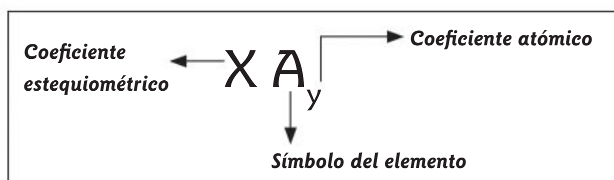


Ejemplo: $Ag^+\,(aq) + Cl^-\,(aq) \rightarrow AgCl\,(s)$

La siguiente tabla muestra el tipo y sentido de algunas flechas y símbolos que se ocupan para la descripción de una reacción química.

Símbolo	***Significado***
↓	Precipitado
⇄	Reacción reversible
•	Liberado como gas
⊓	Calor
∅	Ebullición

4. Interpretación de ecuaciones estequiométricas. Los coeficientes de una ecuación estequiométrica indican el número de mol o moléculas de los reactantes y de los productos que participan en una reacción.



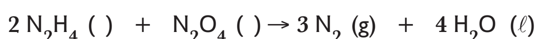
Donde:

Coeficiente estequiométrico (X): indica el número de moléculas o moles de una especie.

Símbolo del elemento (A): símbolo químico específico para cada elemento.

Coeficiente atómico (y): indica el número de átomos presentes en cada molécula.

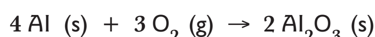
Luego, la ecuación:



$$2\,N_2H_4\,(\,) + N_2O_4\,(\,) \rightarrow 3\,N_2\,(g) + 4\,H_2O\,(\ell)$$

Indica que 2 mol (o 2 moléculas) de N_2H_4 reaccionan con 1 mol (o 1 molécula) de N_2O_4, obteniéndose 3 mol (o 3 moléculas) de N_2 y 4 mol de H_2O (o 4 moléculas). Es importante tener en cuenta que una reacción estequiométrica continúa conservando su estructura, si cada uno de los coeficientes estequiométricos se multiplica por el mismo número.

Ejemplo



$$4\,Al\,(s) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,Al_2O_3\,(s)$$

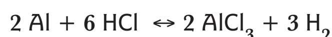
Indica que 4 mol de Al se combinan con 3 mol de O_2 y se obtienen 2 mol de Al_2O_3. También puede interpretarse como que 4 átomos de Al reaccionan con 3 moléculas de O_2, produciendo 2 moléculas de Al_2O_5.

En resumen, los coeficientes de una ecuación estequiométrica dan directamente los números relativos de mol de reactantes y productos; también permiten calcular la cantidad de masa involucrada en el proceso.

4. Relaciones estequiométricas

A continuación, estableceremos el procedimiento para determinar la masa de un compuesto a partir de otro. Para esto, es importante considerar los coeficientes estequiométricos de la reacción.

Dada la siguiente reacción:



$$2\,Al + 6\,HCl \leftrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2$$

Calcular la masa de tricloruro de aluminio ($AlCl_3$) que se produce a partir de un gramo de aluminio (Al).

Datos

MM Al = 27 g/mol
MM $AlCl_3$ = 133,5 g/mol

Solución:

I. X g $AlCl_3$ → 1 g Al
267 g $AlCl_3$ (2 mol) → 54 g Al (2 mol)

II. $X = \dfrac{267 \text{ g } AlCl_3 \times 1 \text{ g Al}}{54 \text{ g Al}}$

$X = 4{,}94 \text{ g } AlCl_3$

En este caso, se presenta una relación entre reactantes y productos. Sin embargo, esta relación también puede establecerse entre los reactantes o entre los productos.

Una observación importante apunta a que la relación no necesariamente debe establecerse entre las entidades que contienen a un elemento en común sino también, puede hacerse entre los otros participantes.

Es fundamental, además, que exista un balance entre reactantes y productos en cuanto al número de átomos presentes. En otras palabras, antes de realizar cualquier cálculo estequiométrico es necesario verificar que la ecuación se encuentre balanceada.

5. Composición porcentual

La composición porcentual indica el porcentaje de cada elemento presente en el compuesto.

Para poder calcularla se debe conocer la:

- fórmula molecular del compuesto.
- masa atómica del elemento.
- masa molar del compuesto.

Ejemplo

La fórmula molecular del ácido sulfúrico es:



$$H_2SO_4$$

Si las masas molares respectivas son:

MM H = 1 g/mol
MM S = 32 g/mol
MM O = 16 g/mol

Determine la composición porcentual de cada elemento.

I. Primero se calcula la masa molar del compuesto.

H = 2 x 1 g/mol	=	2 g/mol
S = 1 32 g/mol	=	32 g/mol
O = 4 x 16 g/mol	=	+64 g/mol
MM H_2SO_4	=	98 g/mol

II. Se calcula el porcentaje de cada elemento en el compuesto, considerando la masa molar (98 g/mol) como el 100%.

H = (2 g/mol x 100) : 98 g/mol = 2,04%
S = (32 g/mol x 100) : 98 g/mol = 32,65%
O = (64 g/mol x 100) : 98 g/mol = 65,31%

6. Fórmula empírica y molecular

Existen varios tipos de fórmulas químicas, entre ellas podemos distinguir la **fórmula empírica** que es una expresión que representa la porción más simple en la que están presente los átomos que forman un compuesto químico; y la **fórmula molecular** que indica la cantidad real de átomos que conforman una molécula.

Ejemplo

Para el agua oxigenada

Fórmula empírica	*Fórmula molecular*
HO	H_2O_2

Determinemos la fórmula empírica y molecular de un compuesto

Ejemplo

La masa molar de un compuesto formado por carbono e hidrógeno es 28 g/mol. Si tiene un 14,28% de hidrógeno y un 85,72% de carbono, determine su fórmula empírica y molecular.

Para determinar la fórmula empírica, debemos recordar que al tener la composición porcentual de un compuesto, se pueden transformar esos porcentajes a masas, considerando que se forman 100 g de compuesto.

Con la masa de cada elemento, podemos determinar el número de mol de átomos, de cada uno.

$$nC = \frac{85{,}72 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 7{,}14 \text{ mol}$$

$$nH = \frac{14{,}28 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 14{,}28 \text{ mol}$$

Después dividimos por el número menor de moles. En este caso 7,14.

$$\text{Carbono} = \frac{7{,}14}{7{,}14} = 1 \qquad \text{hidrógeno} = \frac{14{,}28}{7{,}14} = 2$$

Entonces la relación de números de mol es 1:2, siendo la fórmula empírica: CH_2.

Para determinar la fórmula molecular se divide la masa molar del compuesto por la masa molar de la fórmula empírica.

$$\frac{\text{MM fórmula molecular}}{\text{MM fórmula empírica}} = \frac{28 \text{ g/mol}}{14 \text{ g/mol}} = 2$$

Por último amplificamos la formula empírica CH_2 por 2 y se obtiene la fórmula molecular C_2H_4.

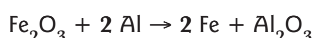
7. Reactivo limitante

Generalmente los reactivos en las reacciones químicas no se encuentran en proporciones estequiométricas y por lo tanto, uno de los reactantes se consume totalmente antes que los demás. En este caso se habla de reactivo limitante y de él depende la cantidad de producto formado.

Dentro de una reacción, aquel compuesto que se consume primero, se demonina "reactivo limitante", mientras que el otro se denomina "reactivo en exceso".

Ejemplo

Para la reacción:



$$Fe_2O_3 + 2\ Al \rightarrow 2\ Fe + Al_2O_3$$

Determine el reactivo limitante, sabiendo que se usó 1 kg de Al y 1 kg de óxido férrico y calcule la masa de Fe que se forma.

I. Se debe establecer la razón estequiométrica entre el número de moles de los reactantes para tener este valor como referencia y determinar cuál está en exceso.

   La razón estequiométrica es:

$$\frac{nFe_2O_3}{nAl} = \frac{1}{2}$$

   Es decir, por cada mol de óxido se necesitan 2 moles de aluminio.

II. Se determina el número de moles utilizando los datos del problema.

$$n\ Fe_2O_3 = m\ Fe_2O_3 / MM\ Fe_2O_3$$
$$n\ Fe_2O_3 = 1000\ g / 159{,}69\ g/mol$$
$$n\ Fe_2O_3 = 6{,}26\ mol$$

$$n\ Al = m\ Al / MM\ Al$$
$$n\ Al = 1000\ g / 26{,}98\ g/mol$$
$$n\ Al = 37{,}06\ mol$$

III. Se establece la razón entre estos valores y se compara con la razón estequiométrica según la ecuación química balanceada:

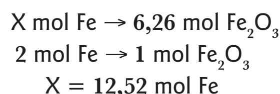
$$\frac{n\ Fe_2O_3}{n\ Al} = \frac{6{,}26\ mol}{37{,}06\ mol}$$

$$n\ Fe_2O_3 / n\ Al = 0{,}17$$

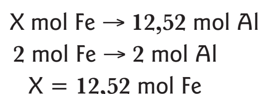
Se observa que esta razón es menor a la estequiométrica, por lo tanto, el que está en exceso es el aluminio (porque se fijó al óxido como referencia). Luego, el reactivo límite es el óxido férrico.

Otra forma de analizarlo es que a partir de la proporción 1:2 entre los reactivos, se sabe que 6,26 mol de Fe_2O_3 reaccionan solo con 12,52 mol de Al, por lo tanto quedan 24,54 mol da Al sin reaccionar (reactivo en exceso).

IV. Sabiendo cuál es el reactivo limitante, se puede determinar la masa de hierro que se obtiene al ocurrir la reacción, ya sea a partir de Fe_2O_3


$$X \text{ mol Fe} \rightarrow 6{,}26 \text{ mol } Fe_2O_3$$
$$2 \text{ mol Fe} \rightarrow 1 \text{ mol } Fe_2O_3$$
$$X = 12{,}52 \text{ mol Fe}$$

o a partir de Al


$$X \text{ mol Fe} \rightarrow 12{,}52 \text{ mol Al}$$
$$2 \text{ mol Fe} \rightarrow 2 \text{ mol Al}$$
$$X = 12{,}52 \text{ mol Fe}$$

Luego:

$$m\ Fe = n\ Fe \times MM\ Fe$$
$$m\ Fe = 12{,}52 \text{ mol} \times 55{,}85 \text{ g/mol}$$
$$m\ Fe = 699{,}24 \text{ g}$$

IV. Resumiendo los conceptos, tenemos que:

- El reactivo limitante es el óxido férrico. Este será el que consuma primero y el que determine la cantidad de producto formado.
- El reactivo en exceso es el aluminio. Es decir, luego de ocurrida la reacción, aún quedará masa de este metal sin reaccionar.
- Una vez establecido el compuesto que está en exceso, se puede calcular el producto pedido mediante la razón establecida.

8. Rendimiento de una reacción

Las reacciones químicas no siempre ocurren hasta que se consumen totalmente los reactivos, obteniéndose una cantidad de producto que muchas veces es inferior a lo esperado teóricamente. Esto puede deberse a que ocurren reacciones paralelas que no llevan al producto deseado, a que no todos los reactivos reaccionen o a que no se logre recuperar la totalidad de los productos.

El **rendimiento** corresponde a la cantidad real de producto obtenido dividido por la cantidad máxima que teóricamente podría haberse obtenido (100%). La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción se denomina **rendimiento teórico**. Al rendimiento real se le denomina simplemente rendimiento de la reacción. Siempre se cumplirá que:

$$\text{Rendimiento teórico} \geq \text{rendimiento de la reacción}$$

El rendimiento, en términos porcentuales, puede calcularse según la siguiente fórmula:

$$\text{Rendimiento } (\%) = \frac{(\text{rendimiento real} \times 100)}{\text{rendimiento teórico}}$$

Ejemplo

Dada la siguiente ecuación:



$$Cu + 2\ H_2SO_4 \leftrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\ H_2O$$

Si se hacen reaccionar 2 mol de Cu (MM = 64 g/mol) y 2 mol de H_2SO_4 (MM = 98 g/mol), se espera obtener 1 mol de $CuSO_4$ (MM = 160 g/mol), si se consume todo el reactivo limitante (H_2SO_4). Por lo tanto:

Rendimiento teórico = 160 g de $CuSO_4$.

Si en cambio se obtienen 100 g de $CuSO_4$, tenemos

$$\text{Rendimiento de la reacción} = \frac{100}{160} \cdot 100$$

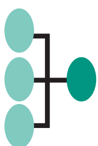
$$\text{Rendimiento de la reacción} = 62{,}5\%$$



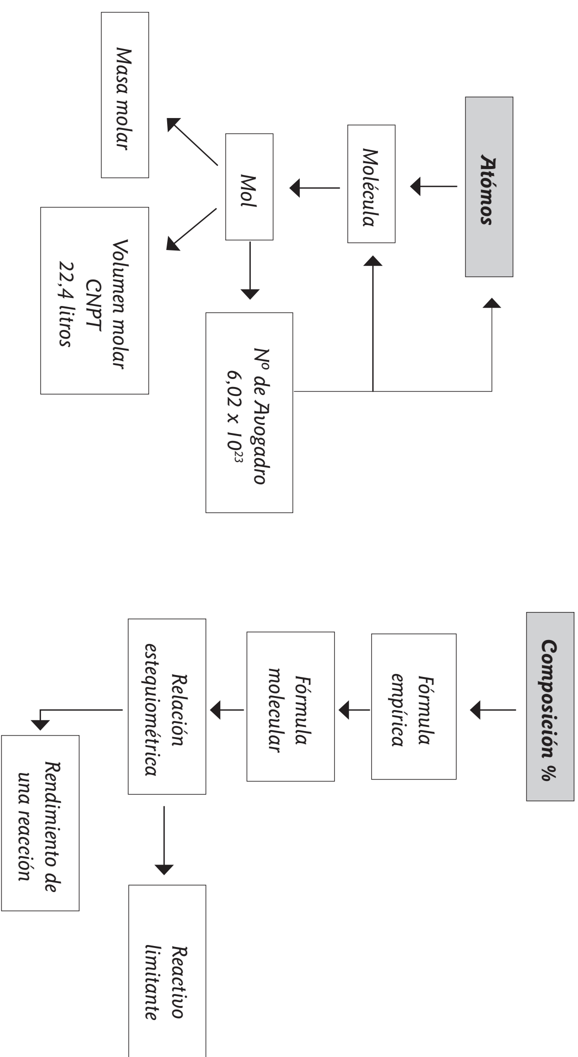
Ojo con

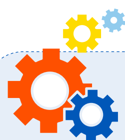
Los motivos por los que la cantidad obtenida en una reacción es inferior a la esperada son varios:

- Muchas reacciones son reversibles, luego, la transformación no es completa.
- A veces, no es posible separar totalmente el producto obtenido.
- Los productos formados pueden producir reacciones secundarias.
- Muchas moléculas no están suficientemente activadas para reaccionar, etc.



Esquema de síntesis





Actividades

1. Calcule la masa molar del $Zn(ClO_4)_2$

MM Zn=65 g/mol
MM Cl=35 g/mol
MM O = 16 g/mol
Así
MM $Zn(ClO_4)_2$ =

2. Calcule la masa molar del siguiente compuesto: $Zn_3(C_6H_5O_7)_2$

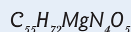
MM Zn = 65 g/mol
MM C = 12 g/mol
MM H = 1 g/mol
MM O = 16 g/mol
Así
MM $Zn_3(C_6H_5O_7)_2$ =

3. Calcule la masa molar de los siguientes compuestos:

a. $Zn(AsO_2)_2$
MM Zn = 65 g/mol
MM AS = 74 g/mol
MM O = 16 g/mol
MM $Zn(AsO_2)_2$ =

b. $Cr_2(SO_4)_3$
MM Cr = 51 g/mol
MM S = 32 g/mol
MM O = 16 g/mol
MM $Cr_2(SO_4)_3$ =

4. El pigmento que le da el color verde a las plantas, y que es el responsable de la fotosíntesis y del O_2 que respiramos, se llama clorofila y tiene la siguiente fórmula molecular:



$C_{55}H_{72}MgN_4O_5$

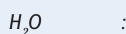
Calcule la masa molar de la clorofila:

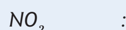
MM C = 12 g/mol
MM H = 1 g/mol
MM Mg = 24 g/mol
MM N = 14 g/mol
MM O = 16 g/mol
MM $C_{55}H_{72}MgN_4O_5$ =

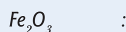
5. Conociendo las siguientes masas atómicas

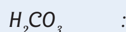
Ca	=	40 uma
P	=	31 uma
Cu	=	63 uma
Fe	=	55,8 uma
H	=	1 uma
O	=	16 uma
S	=	32 uma
Cl	=	35 uma
C	=	12 uma
Na	=	23 uma
Zn	=	65 uma
N	=	14 uma
I	=	127 uma
K	=	39 uma

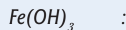
Calcular la masa de 1mol de los siguientes compuestos:

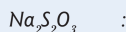


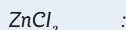


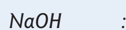


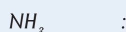








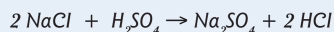






6. ¿Cuántos átomos de N hay en tres moléculas de nitrato de calcio ($Ca(NO_3)_2$)?
7. ¿Cuántos gramos de S hay en 200 g de $CaSO_4$?
8. ¿Cuántos gramos de H hay en 50 g de $NaHCO_3$?
9. ¿Qué porcentaje de Fe hay en Fe_2O_3?
10. ¿Qué porcentaje de K hay en el $KClO_4$?

11. Para la reacción:



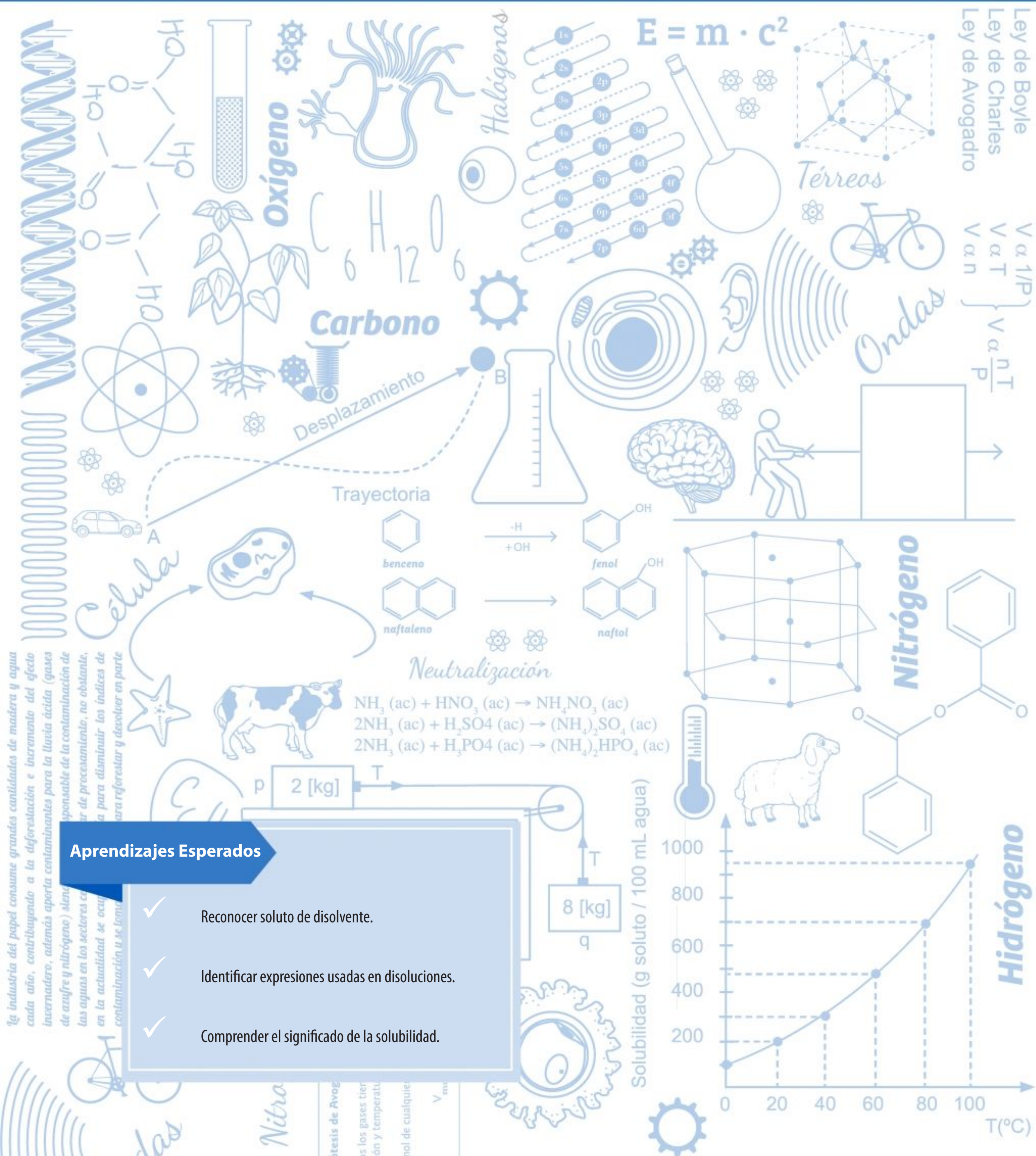
a. ¿Qué masa de H_2SO_4 se necesita para obtener 252 g de Na_2SO_4?

b. ¿Cuántos moles de HCl se formarán a partir de 294 g de H_2SO_4?

c. Para que reaccionen totalmente 100 g de H_2SO_4, ¿qué cantidad en gramos de NaCl es necesaria?

Capítulo 4

Disoluciones



Aprendizajes Esperados

- ✓ Reconocer soluto de disolvente.
- ✓ Identificar expresiones usadas en disoluciones.
- ✓ Comprender el significado de la solubilidad.

1. Sustancias puras y mezclas

La materia se puede clasificar en **sustancias puras** y **mezclas**. Las primeras se caracterizan por tener una composición definida y fija, incluyendo a elementos y compuestos. Por ejemplo, el metano (CH_4) siempre contiene 75% de C y 25% de H. Las mezclas, en cambio, tienen una composición variable, por ejemplo, un alimento como el pan es una mezcla, cuya composición puede variar dependiendo de la receta y de pequeñas modificaciones en la medición de los ingredientes.

Las mezclas se pueden clasificar en **homogéneas** y **heterogéneas**, dependiendo del número de fases que se puedan distinguir. Entenderemos por **fase** a cada una de las partes de propiedades uniformes y físicamente separables que componen un sistema de dos o más componentes. En una mezcla homogénea solo se distingue una fase, como ocurre al disolver azúcar en agua; en cambio, en una mezcla heterogénea se observan dos o más fases, como ocurre al combinar agua y aceite.

Las mezclas están formadas por un componente que se encuentra en mayor proporción, denominado **fase dispersante** y uno o más que se encuentran en menor proporción, constituyendo la **fase dispersa**. El **tamaño de las partículas** de esta última fase determina si se considera homogénea o heterogénea. De acuerdo a este parámetro, se pueden distinguir mezclas denominadas **suspensiones, coloides** y **disoluciones**. Las suspensiones tienen el mayor tamaño de partícula y se consideran mezclas heterogéneas, en tanto que las disoluciones son mezclas homogéneas que tienen las partículas de menor tamaño. Los coloides tienen un tamaño de partícula intermedio entre suspensiones y disoluciones, como se muestra en la siguiente tabla.

Mezcla	*Tamaño de las partículas*	*Técnica de separación adecuada*	*Apariencia*
Suspensiones	$> 10^{-3}$ mm	Filtración o centrifugación	
Coloides	10^{-3} mm - 10^{-6} mm	Extracción	
Disoluciones	$< 10^{-6}$ mm	Destilación	

1.1 Suspensiones

Son mezclas que poseen partículas mayores que 10^{-3} mm de diámetro, por ello son visibles al microscopio. Dichas partículas son atraídas por la fuerza de gravedad sedimentando y, por consiguiente, tienden a separarse del disolvente al dejar la mezcla en reposo. Mientras mayores sean las partículas, mayor será la velocidad de sedimentación. Algunos ejemplos son: la sangre (elementos figurados en el plasma), la mezcla entre arena y agua, algunos medicamentos (jarabes), refrescos elaborados con frutas naturales y algunas pinturas vinílicas.

Analizando la estabilidad entre los componentes que forman la mezcla, es decir, el tiempo que tienden a estar unidos, se tiene que:

Disolución > Suspensión

1.2 Coloides

Sistema compuesto por dos fases: una continua, normalmente fluida (fase dispersante), y otra dispersa en forma de partículas, por lo general sólidas, de tamaño ínfimo. Luego, se trata de partículas que no son apreciables a simple vista, sin embargo, son mucho más grandes que cualquier molécula.

En general, un coloide por excelencia es aquel en el que la fase dispersante es un líquido y la fase dispersa son partículas sólidas. Sin embargo, pueden encontrarse coloides cuyos componentes se presentan en otros estados de agregación.

Algunos ejemplos de coloides son: espuma, aerosol líquido, emulsión.

Debido al tamaño de sus partículas, los coloides se caracterizan por presentar el llamado **Efecto Tyndall**, que se origina por la difracción de la luz por las partículas coloidales, haciendo que el haz de luz sea visible al pasar por una dispersión coloidal.

2. Disoluciones

Un aspecto muy importante para el análisis químico, está relacionado con el concepto de disolución.

En general, una disolución nos indica la relación entre dos componentes: el soluto y el disolvente. El soluto será aquel que esté en menor proporción. El disolvente será el que esté en mayor proporción y es el que disuelve al soluto.

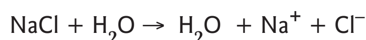
2.1 Características de las disoluciones

- Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- No debe existir reacción entre el soluto y el disolvente, es decir, no se deben crear nuevos compuestos.
- El soluto y el disolvente deben coexistir en una misma fase.
- El soluto y el disolvente no deben separarse por procesos físicos, como por ejemplo, decantación o centrifugación.

2.1.1 Clasificación de las disoluciones según la polaridad del disolvente

- **Disoluciones iónicas**: Son aquellas en que el soluto es un electrolito y el disolvente es polar, constituyendo una mezcla conductora de electricidad por la formación de iones en el seno de la disolución.

  Ejemplo:



$$NaCl + H_2O \rightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$$

- **Disoluciones moleculares:** En este caso el soluto es no electrolito, es decir, las moléculas del soluto no se disocian y están rodeadas por el disolvente.

- **Disoluciones acuosas:** Son disoluciones donde el disolvente es agua.

2.1.2 Clasificación de las disoluciones según el número de componentes

- **Binarias** dos componentes
- **Ternarias** tres componentes

2.1.3 Clasificación de las disoluciones según la fase en la que se encuentra el disolvente

En las disoluciones, el estado de agregación de la materia la determina el disolvente, como se muestra en la siguiente tabla:

Disolución	**Disolvente**	**Soluto**	**Ejemplo**	**Composición**
Gaseosa	Gas	Gas	Aire	Gases disueltos en nitrógeno
Líquida	Líquido	Gas	Bebida gaseosa	CO_2 en disolución acuosa
Líquida	Líquido	Líquido	Vinagre	Ácido acético en agua
Líquida	Líquido	Sólido	Océanos	Sales en agua
Sólida	Sólido	Líquido	Amalgama	Mercurio en plata
Sólida	Sólido	Sólido	Bronce	Estaño en Cobre



Ojo con

La unión que se forma entre el soluto y el disolvente en una disolución líquida es la causa de que se experimente variación del volumen durante el proceso de disolución.

3. Unidades de concentración de las disoluciones

3.1 Porcentaje masa-masa (% m/m)

Es la masa de soluto que está contenida en 100 g de disolución.

% m/m = g soluto → 100 g de disolución

Es posible expresar el % m/m mediante una fórmula:

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{Masa de soluto x 100}}{\text{Masa de soluto + Masa disolvente}}$$

Ejemplo 1

Se disuelven 12 g de cloruro de sodio (NaCl) en 200 g de agua. Calcule el % m/m del NaCl.

Soluto: 12 g NaCl
Disolvente: 200 g H_2O

$$\% \text{ m/m} = \frac{12 \times 100}{12 + 200} = \frac{1200}{212} = 5{,}66 \% \text{ m/m}$$

Ejemplo 2

Se tiene una disolución de $AlCl_3$ al 30% m/m. Determine los gramos de soluto y de disolvente presentes en 100 g disolución.

Si una disolución se encuentra al **30% m/m,** significa que presenta **30 gramos de soluto** en **100 gramos de disolución.** Por lo tanto,

Disolución	=	**Soluto**	+	**Disolvente**
100 g		**30 g**		**70 g**

3.2 Porcentaje masa-volumen (% m/v)

Es la masa de soluto que se encuentra en 100 mL de disolución

$$\% \text{ m/v} = \text{g soluto} \rightarrow 100 \text{ mL disolución}$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{Masa soluto} \times 100}{\text{Volumen disolución}}$$

Ejemplo 1

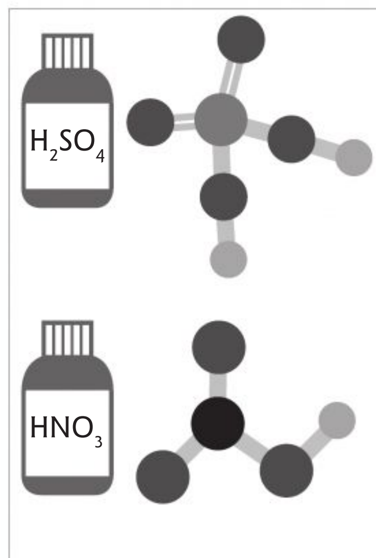
Se disuelven 13 g de cloruro de aluminio en 215 mL de disolución. Calcular el porcentaje peso volumen de la sal.

$$\% \text{ m/v} = \frac{13 \times 100}{215} = 6{,}04\% \text{ m/v}$$

Ejemplo 2

Determinar el % m/v de una disolución que presenta 65 g de $CuSO_4$ (sulfato cúprico) disueltos en 170 mL de disolución.

$$\% \text{ m/v} = \frac{65 \times 100}{170} = 38{,}23\% \text{ m/v}$$





Ojo con

Proceso físico es aquél en el que no cambia la estructura interna de las sustancias. Por ejemplo: la filtración, la fusión y la evaporación.

Proceso químico es aquél en el que cambia la estructura interna de las sustancias. Por ejemplo: la combustión.

3.3 Porcentaje volumen-volumen (% v/v)

Es el volumen de soluto que se encuentra en 100 mL de disolución. Recordemos que los volúmenes no son aditivos, es decir, no deben ser sumados, a menos que se señale que se cumpla dicha condición de aditividad (lo que ocurre cuando las densidades son iguales).

$$\% \text{ v/v} = \text{mL soluto} \rightarrow 100 \text{ mL disolución}$$

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{Volumen soluto} \times 100}{\text{Volumen disolución}}$$

Ejemplo 1

Se disuelven 40 mL de alcohol en agua, resultando 200 mL de disolución. Calcular el porcentaje volumen volumen de la disolución hidroalcohólica.

$$\% \text{ v/v} = \frac{40 \times 100}{200}$$

$$\% \text{ v/v} = 20 \text{ \%v/v}$$

3.4 Molaridad (M)

Es la cantidad de mol de soluto que se encuentran en un litro de disolución. Se expresa en mol/L

$$M = \frac{\text{gramos soluto}}{\text{MM soluto} \times \text{volumen disolución (L)}}$$

Ejemplo 1

Se disuelven 40 g de NaOH en agua hasta completar 400 mL de disolución. La MM del NaOH es de 40 g/mol. Calcular la molaridad del hidróxido de sodio.

Aplicando la relación anterior:

$$M = \frac{40}{40 \times 0{,}4}$$

$$\mathbf{M = 2{,}5 \text{ molar}}$$

Otra manera de obtener el resultado, es la siguiente:

I. Se calculan los gramos de soluto disueltos en 1000 mL de disolución.

$$\text{X g soluto} \rightarrow 1000 \text{ mL disolución}$$
$$40 \text{ g soluto} \rightarrow 400 \text{ mL disolución}$$

$$X = \frac{40 \times 1000}{400}$$

$$X = 100 \text{ g soluto}$$

II. Se calculan los mol

$$n = \frac{100}{40}$$

$$\mathbf{n = 2{,}5 \text{ mol}}$$

Lo que implica que hay 2,5 mol de soluto en 1 L (1000 mL) de disolución, es decir la disolución es 2,5 M (molar).

Ejemplo 2

¿Cuántos gramos de cloruro de sodio están disueltos en 200 mL de disolución cuya molaridad es 0,5 M?
MM NaCl = 58 g/mol.

$$M = \frac{\text{g soluto}}{\text{MM x Volumen (L)}},$$

$$0{,}5 = \frac{\text{X g soluto}}{58 \times 0{,}2},$$

X = 5,8 gramos de NaCl disueltos en 200 mL

Ejemplo 3

Calcular la molaridad del bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$), si 40 g de la sal están disueltas en un volumen de 245 mL. La MM de $NaHCO_3$ es 84 g/mol.

$$M = \frac{\text{g}}{\text{MM x volumen (L)}}, \quad M = \frac{40}{84 \times 0{,}245}$$

$$M = \frac{40}{20{,}58}$$

M = 1,94 molar

3.5 Molalidad (m)

Es la cantidad de mol de soluto que están disueltos en 1000 g (1 kg) de disolvente. Se expresa en mol/kg.

$$m = \frac{\text{gramos soluto}}{\text{MM soluto x kg disolvente}}$$

Ejemplo

Se disuelven 20 g de K_2SO_4 en 200 g de agua. Calcular su molalidad (m).

La masa molar del sulfato de potasio es de 174 g/mol.

$$m = \frac{20}{174 \times 0{,}2}$$

m = 0,574 molal

Otra forma de obtener el resultado es:

I. Calcular los gramos de soluto disueltos en 1000 g de disolvente.

X g soluto → 1000 g disolvente
20 g soluto → 200 g disolvente

$$X = \frac{20 \times 1000}{200}$$

x = 100 g soluto

II. Cálculo de mol

$$n = \frac{100}{174}$$

$$\mathbf{n = 0{,}574\ mol}$$

Lo que implica que en la disolución hay 0,574 mol de soluto en 1 kg (1000 g) de disolvente, es decir la disolución es 0,574 m (molal).

3.6 Partes por millón (ppm)

Se define como los mg de soluto disueltos en 1000 g ó 1 kg de disolución.

X mg soluto → 1000 g disolución
Nota: 1 g = 1000 mg

Ejemplo

Calcular la concentración, en ppm, de una disolución que contiene 0,85 g de KNO_3 disueltos en 670 g de solución.

1 g → 1000 mg
0,85 g → X mg
X= 850 mg

X mg KNO_3 → 1000 g disolución
850 mg KNO_3 → 670 g disolución

$$X = \frac{850\ \text{mg}\ KNO_3 \times 1000\ \text{g disolución}}{670\ \text{g disolución}}$$

X = 1268,66 ppm

3.7 Fracción molar (X_n)

Es la razón entre la cantidad de mol de un componente de la disolución y el número total de mol de la disolución.

$$X_{soluto} = \frac{n^o\ \text{mol soluto}}{n^o\ \text{mol disolución}} \qquad X_{disolvente} = \frac{n^o\ \text{mol disolvente}}{n^o\ \text{mol disolución}}$$

En disoluciones binarias, se cumple que:

X soluto + X disolvente =1

Ejemplo

Se disuelven 30 g de KNO_3 en 500 g de agua. Calcular la fracción molar del soluto y del disolvente.
MM KNO_3 = 101 g/mol y MM agua = 18 g/mol.

$$\text{Mol } KNO_3 = \frac{g\ KNO_3}{MM\ KNO_3}$$

$$\text{Mol } KNO_3 = \frac{30}{101}$$

n = **0,2970 mol KNO_3**

$$nH_2O = \frac{g\ H_2O}{MM\ H_2O}$$

$$nH_2O = \frac{500}{18}$$

n = **27,78 mol H_2O**

Luego, las fracciones molares de la sal y el agua:

$$X\ (\text{fracción molar})\ KNO_3 = \frac{0{,}297}{0{,}297 + 27{,}77} = \mathbf{0{,}0106}$$

$$X\ (\text{fracción molar})\ H_2O = \frac{27{,}77}{0{,}297 + 27{,}77} = \mathbf{0{,}9894}$$

4. Relaciones entre las unidades de concentración de una disolución

4.1 Molaridad a partir del porcentaje masa-masa

Se puede determinar la molaridad de una disolución, conociendo su porcentaje masa-masa y su densidad.

Ejemplo

Una disolución acuosa de NaOH 20% m/m tiene una densidad de 0,9 g/mL, ¿cuál es su concentración molar?

Para determinar la molaridad debemos calcular el número de mol de soluto que hay en 1 L de disolución. De acuerdo al porcentaje masa-masa de esta disolución, podemos establecer la siguiente relación:

20 g de soluto → 100 g de disolución

A partir de la masa de soluto podemos calcular el número de mol (n), utilizando la siguiente fórmula:

$$n = \frac{m}{MM}$$

La masa molar de NaOH es 40 g/mol, por lo tanto:

$$n = \frac{20\ g}{40\ g/mol}$$

n = 0,5 mol de NaOH

Para determinar el volumen de disolución que contiene estos 0,5 mol de NaOH, debemos utilizar la densidad (ρ), que relaciona masa y volumen:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V = \frac{100 \text{ g}}{0{,}9 \text{ g/mol}}$$

$$V = 111{,}11 \text{ mL}$$

A partir de estos datos, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{0{,}5 \text{ mol de NaOH}}{111{,}11 \text{ mL de disolución}} \rightarrow \frac{X \text{ mol de NaOH}}{1000 \text{ mL de disolución}}$$

$$X = \frac{0{,}5 \text{ mol x } 1000 \text{ mL}}{111{,}11 \text{ mL de disolución}}$$

$$X = 4{,}5 \text{ mol}$$

Por lo tanto, la concentración molar de la disolución es 4,5 M.

4.2 Molalidad a partir del porcentaje masa-masa

Se puede determinar la molalidad de una disolución a partir de su porcentaje en masa, conociendo la masa molar del soluto.

Ejemplo

¿Qué molalidad (m) tiene una disolución si su porcentaje masa-masa es 20%, sabiendo que la masa molar del soluto es 24 g/mol?

Para determinar la concentración molal de la disolución, debemos calcular el número de mol de soluto que hay en 1 Kg de disolvente. De acuerdo al porcentaje masa-masa de esta disolución, podemos establecer la siguiente relación:

20 g de soluto → 100 g de disolución

Además, sabemos que

100 g de disolución = 20 g de soluto + 80 g de disolvente

Por lo tanto,

20 g de soluto → 80 g de disolvente

A partir de la masa de soluto podemos calcular el número de mol (n):

$$n = \frac{20 \text{ g}}{24 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0{,}833 \text{ mol de soluto}$$

Por lo tanto, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{0{,}833 \text{ mol de soluto}}{X \text{ mol de soluto}} \rightarrow \frac{80 \text{ g de disolvente}}{1000 \text{ g de disolvente}}$$

$$X = \frac{0{,}833 \text{ mol x } 1000 \text{ g}}{80 \text{ g}}$$

$$X = 10{,}42 \text{ mol de soluto}$$

Por lo tanto, la molalidad de esta disolución es 10,42 m.

4.3 Porcentaje masa-volumen a partir del porcentaje masa-masa

El porcentaje masa-volumen se relaciona con el porcentaje masa-masa a través de la densidad, como muestra la siguiente fórmula:

$$\% \text{ m/v} = \% \text{ m/m} \cdot \text{densidad } (\rho)$$

Ejemplo

Calcular el porcentaje masa volumen, si la densidad de la disolución es 0,9 g/mL y presenta un porcentaje en masa de 20%.

Empleando la expresión anterior:

$$\% \text{ m/v} = 20 \cdot 0{,}9 \text{ g/mL} = 18 \% \text{ m/v}$$

5. Mezclas y diluciones

5.1 Mezclas de disoluciones

La mezcla de disoluciones nos va a permitir observar los cambios que ocurren entre éstas. Supondremos que ambas disoluciones son distintas y que no dan origen a un compuesto nuevo. Presentemos algunas observaciones previas:

- Recordemos que los volúmenes no siempre son aditivos (en rigor no se pueden sumar, salvo que tengan igual densidad).
- Podemos hacer adición solo con masas y número de mol.
- La disolución final tendrá una mayor cantidad de sustancia y una mayor masa.
- La densidad de la disolución final será distinta de las disoluciones progenitoras.

5.2 Dilución

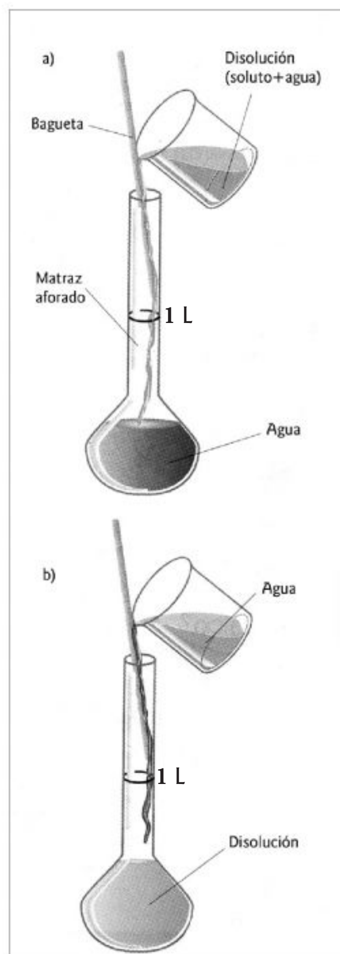
El término dilución implica hacer menos concentrada una disolución por adición de más disolvente.

Si mantenemos la cantidad de mol de soluto constante en una disolución, podremos afirmar que:

- Un aumento del volumen implica una disminución de la concentración.
- Una disminución del volumen implica un aumento de la concentración.

La expresión que da cuenta de esta variación es la siguiente:

$$\mathbf{C_1 \times V_1 = C_2 \quad V_2}$$



Donde los subíndices 1 y 2 indican situación inicial y final, respectivamente.

Ejemplo

Calcular la concentración final, de una disolución que tiene una concentración inicial de 0,3 M en un volumen de 150 mL a la que se le agrega agua hasta completar un volumen de 600 mL.

C_1 = 0,3 M C_2 = ¿ ?
V_1 = 150 mL V_2 = 600 mL

$$C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2}$$

$$C_2 = \frac{0{,}3 \text{ M} \times 150 \text{ mL}}{600 \text{ mL}}$$

$$\mathbf{C_2 = 0{,}075\ M}$$

Se observa que un aumento del volumen disminuye la concentración, lo que es correcto respecto a observaciones hechas anteriormente.



Sabías que...

El azufre y las limaduras de hierro forman una mezcla heterogénea, que puede separarse fácilmente con ayuda de un imán. Si se calienta, los mismos componentes, hierro y azufre, pueden reaccionar entre sí dando lugar a un compuesto. Entonces ya no se trata de una mezcla sino de una sustancia pura.

6. Solubilidad

En este capítulo, abordaremos la formación de compuestos que en un disolvente no se disuelven completamente. El término que nos permitirá explicar tal suceso es la solubilidad.

La solubilidad es la cantidad máxima de soluto que puede ser disuelta en cierta cantidad de disolvente a una temperatura determinada.

Vamos a distinguir tres casos:

1. Cuando el disolvente puede seguir disolviendo más soluto, se dice que la disolución está **insaturada**.

2. Cuando el disolvente no puede disolver más al soluto, se dice que la disolución está **saturada** (se llega a un máximo).

3. Cuando el disolvente es forzado a disolver más soluto que el indicado por la solubilidad a cierta temperatura, se dice que la disolución está **sobresaturada**.

El primer caso es una situación estable, el segundo medianamente estable y la última situación es inestable.

Las unidades que se usan para expresar solubilidad son unidades de masa y volumen (g y mL). Esto quiere decir que en un cierto volumen o masa de disolvente habrá disuelta una masa determinada de soluto. La unidad más usada es g de soluto/ 100 g (o 100 mL) de disolvente, pero puede usarse cualquier unidad de concentración de las estudiadas anteriormente para expresar la solubilidad.

Ejemplo

Calcular la solubilidad de KNO_3 si se han disuelto, como máximo, 35 g de sal en 100 mL de agua, a una temperatura de 35 °C.

$$S\ KNO_3 = m\ KNO_3 / V$$
$$S\ KNO_3 = 35\ g / 100\ mL\ \text{de agua}$$
$$S\ KNO_3 = 0{,}35\ g/mL\ \text{de agua}$$

Esto significa que en 100 mL de agua se disolverán como máximo 35 g de KNO_3 a 35 ºC, es decir, la disolución se encontrará saturada a esa temperatura si contiene 35 g del soluto en 100 mL de disolvente.

Si bajo las mismas condiciones hubiera 30 g de KNO_3 disuelto en 100 mL de agua, la disolución estaría insaturada y si hubiera 38 g disueltos, estaría sobresaturada.

Utilizando la densidad del agua (1 g/mL), tenemos que 100 mL de agua equivalen a:

$$m = 100\ mL \cdot \frac{1\ g}{mL} = 100\ g\ \text{de agua}$$

$$S\ KNO_3 = m\ KNO_3 / m\ \text{disolvente}$$
$$S\ KNO_3 = 35\ g / 100\ g\ \text{de agua}$$
$$S\ KNO_3 = 0{,}35\ g/g\ \text{de agua}$$

7. Factores de solubilidad

Los factores son las variables que pueden modificar la solubilidad de un soluto en un disolvente determinado.

En este caso, los factores que intervienen en la solubilidad son:

- Temperatura
- Naturaleza química
- Presión

7.1 Temperatura

En la mayoría de los casos, si el disolvente es líquido y el soluto es sólido, en general, un incremento de la temperatura hará que aumente la solubilidad del soluto.

Si el disolvente es líquido y el soluto es gas, un incremento de la temperatura hará que disminuya la solubilidad. Puesto que el soluto escapará de la disolución. Por el contrario, una disminución de temperatura, hará que aumente la solubilidad.

Si el disolvente es líquido y el soluto también, un incremento de la temperatura hará que aumente la solubilidad. Sin embargo, en este caso, la gran mayoría de las disoluciones tiene una solubilidad muy grande sin siquiera una variación de la temperatura.

7.2 Naturaleza química

En general, mientras mayores sean las fuerzas intermoleculares que se establezcan entre soluto y disolvente, mayor será la solubilidad. Por ello, la solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas sean similares en cuanto a su estructura y propiedades eléctricas. Así, si el soluto es un **electrolito** o una **sustancia polar**, será **soluble en sustancias polares**. En cambio, si el soluto es **apolar**, será **soluble en sustancias apolares**.

7.3 Presión

La presión tiene un efecto menor en la solubilidad de líquidos y sólidos, pero afecta de manera importante la solubilidad de los gases en un líquido. Cuando aumenta la presión sobre el sistema, aumenta el número de choques de las moléculas del gas con la superficie del líquido, haciendo que un mayor número de partículas queden atrapadas en la fase condensada. Por ello, si aumenta la presión, tiende a aumentar la solubilidad de un gas en un líquido.

8. Grado de solubilidad

Para nuestro estudio el disolvente será líquido (agua) y el soluto será sólido (una sal ternaria o binaria). El soluto será disuelto en el disolvente obteniéndose tres tipos de disoluciones.

8.1 Solubilidad total

Se produce cuando, a simple vista, se ve una sola fase (líquida). Esto quiere decir que el disolvente fue capaz de disolver completamente al soluto. El soluto es muy soluble en dicho disolvente.

8.2 Solubilidad parcial

A simple vista, se ve un residuo en el fondo del recipiente que lo contiene. Esto significa que hay dos fases (líquida y sólida). En consecuencia, el disolvente no disuelve todo el soluto, sólo una parte de él. El soluto es parcialmente soluble en dicho disolvente.

8.3 Solubilidad no total

En este caso vemos, que el disolvente no ha disuelto al soluto. Se dice que el soluto no es soluble para ese disolvente o insoluble.

8.4 Reglas de solubilidad

1. Todas las sales de Na^+, K^+ y NH_4^+ son solubles.
2. Todos los NO_3^-, NO_2^-, ClO_4^-, ClO_3^-, MnO_4^-, $Cr_2O_7^{-2}$ y CH_3COO^- son solubles (el CH_3COOAg es poco soluble).
3. Todos los Cl^-, Br^-, I^- y SCN^- son solubles, excepto los de Pb^{+2} , Ag^+, Hg^{+2} ($PbCl_2$ es soluble en agua caliente).
4. Todos los sulfatos (SO_4^{-2}) son solubles excepto los de Ba^{+2}, Sr^{+2} y Pb^{+2} (los de Ag^+, Hg^{+2} y Ca^{+2} son un poco solubles).
5. Todos los O^{-2}, S^{-2} y OH^- son insolubles excepto los de Na^+, K^+, NH_4^+, Ca^{+2}, Ba^{+2} y Sr^{+2}.
6. Todos los CO_3^{-2}, PO_4^{-3}, SO_3^{-2}, AsO_4^{-3}, AsO_3^{-3} , BO_3^{-3}, F^- y SiO_3^{-2} son insolubles excepto los de Na^+, K^+ y NH_4^+.
7. Todos los $C_2O_4^{-2}$ son insolubles excepto los de Na^+, K^+, NH_4^+ y Fe^{+2} (MgC_2O_4 es un poco soluble).

9. Propiedades coligativas

El análisis químico de un líquido puro y de una disolución cuyo disolvente es ese líquido, revela que la presencia de un soluto no volátil provoca cambios en el comportamiento del líquido. Tales cambios reciben el nombre de propiedades coligativas.

Los cambios de comportamiento del disolvente provocados por la presencia de un soluto no volátil se deben únicamente al número de partículas dispersas (considerando su disociación si se trata de un electrolito) y no dependen de la naturaleza del soluto.

9.1 Tonoscopía

Es la propiedad coligativa que corresponde a la disminución de la presión de vapor de un líquido provocada por la presencia de un soluto no volátil.

Un ejemplo práctico que permite comprender el concepto de presión de vapor se puede realizar colocando un poco de cloroformo dentro de un vaso de precipitado y cubriendo el vaso con una campana de vidrio. Se puede observar que al cabo de un tiempo el nivel de cloroformo en el vaso baja y se estabiliza en un cierto punto.

El nivel de cloroformo disminuye porque, inicialmente, algunas moléculas tienen energía suficiente para pasar al estado de vapor. El vapor en el interior de la campana pasa a ejercer una presión, que es denominada **presión de vapor**. Algunas moléculas constituyentes del vapor chocan con la superficie del líquido, retornando a éste ya que se condensan. En el inicio, la velocidad de evaporación es mayor que la velocidad de condensación por lo cual el nivel de cloroformo en el vaso va bajando. A medida que la cantidad de vapor aumenta, la velocidad de evaporación va disminuyendo y la de condensación aumentando, hasta que se igualan. Cuando esto ocurre, se dice que fue alcanzado el equilibrio entre el líquido y el vapor (equilibrio dinámico).

Líquido ⟷ Vapor   Velocidad evaporación = Velocidad condensación

Una vez alcanzado este equilibrio, el nivel del cloroformo se estabiliza y a partir de este instante, el interior de la campana se encuentra saturado de vapor, que ahora ejerce la máxima **presión de vapor posible**. Dicha presión se ve incrementada por un aumento de la temperatura del sistema y depende de la naturaleza volátil del líquido, es decir, a mayor volatilidad mayor será la presión de vapor.

En el estudio de la presión de vapor o tonoscopía son muy importantes los trabajos de François Raoult (1830-1901). Este científico estudió la relación entre la presión de vapor del líquido en la disolución y la concentración de ésta, llegando a establecer la **ley de Raoult**, que dice que "la presión de vapor de un líquido como disolvente en una disolución (P) es igual al producto de la presión de vapor de ese líquido puro (P_0) por la fracción molar del disolvente (X_d).

$$P = P_0 \cdot X_d$$

La variación de la presión de vapor de una disolución se puede calcular según la relación:

$$\frac{\Delta P}{P_0} = K_t \cdot m$$

Donde K_t = constante tonoscópica y m = concentración molal

De acuerdo con ésta fórmula, el descenso relativo de la presión de vapor es proporcional a la molalidad de la disolución.

Ejemplo

La presión de vapor del agua pura, a 20 °C, es de 17,54 mm Hg (P_0). Si se disuelven 36 g de glucosa (MM = 180 g/mol) en 500 g de agua (MM = 18 g/mol). ¿Cuál será el descenso absoluto de la presión de vapor de la disolución? (constante tonoscópica agua (K_t) = 0,018)

$$\frac{\Delta P}{P_0} = K_t \cdot \frac{1000 \text{ x masa de soluto}}{\text{masa de disolvente x Masa molar soluto}}$$

$$\frac{\Delta P}{17,54} = 0,018 \text{ x } \frac{1000 \text{ x } 36}{500 \text{ x } 180}$$

$$\Delta P = 17,54 \text{ x } 0,018 \cdot \frac{1000 \text{ x } 36}{500 \text{ x } 180}$$

ΔP = 0,126 mmHg



Sabías que...

En una mezcla de gases, cada uno de ellos ejerce una presión, con independencia de los demás. Esta presión se denomina presión parcial.

Esta presión es la que ejercería el gas si se encontrara él solo ocupando todo el volumen de la mezcla y a la misma temperatura de ésta.

9.2 Ebulloscopía

Es la propiedad coligativa que corresponde a la elevación del punto de ebullición de un líquido provocada por la presencia de un soluto no volátil.

Un líquido entra en ebullición (hierve) cuando ocurre la formación de un gran número de burbujas de vapor que suben a la superficie. Esto sucede cuando la presión de vapor del líquido (P) iguala a la presión atmosférica (P atm).

A nivel del mar, la presión atmosférica es de 760 mmHg (1 atm), por lo cual el agua hierve a 100 °C. A presiones menores, el agua entra en ebullición a temperaturas más bajas. El fenómeno opuesto sucede cuando se aplica una presión mayor que la atmosférica, en el cual el agua hierve a temperaturas mayores a 100 °C. Esta propiedad es aprovechada en las ollas a presión, ya que en su interior existe una presión mayor que la atmosférica, por lo tanto, el agua va a hervir a mayor temperatura haciendo que los alimentos se cocinen más rápidamente.

Este hecho puede ser aplicado para otras sustancias, ya que cuanto más volátil sea el líquido, mayor será su presión de vapor y, por lo tanto, menor será su punto de ebullición, debido a que se requiere menos energía para que su presión de vapor iguale la presión atmosférica.

Sustancia	*Presión de vapor (20° C)*	*Punto de ebullición*
Agua	17,54 mmHg	100 °C
Alcohol etílico	43,9 mmHg	78 °C
Acetona	184,8 mmHg	55 °C
Éter etílico	442, 2 mmHg	35 °C

Si se agrega un soluto al líquido, la presión de vapor disminuye, aumentando, en consecuencia, la temperatura de ebullición del líquido.



Ojo con

El efecto de la presión se observa muy bien al destapar cualquier botella de una bebida gaseosa. Estando la botella cerrada no se aprecian burbujas, pero después de abrirla aparecen burbujas por todo el líquido lo que indica que el gas no puede permanecer disuelto al disminuir la presión dentro de la botella y escapa a la atmósfera.

La ebulloscopía también fue estudiada por Raoult (1830-1901). Sus investigaciones se centraron en la relación que existía entre el efecto ebulloscópico y la concentración de la disolución, llegando a concluir que "la elevación del punto de ebullición de un líquido, provocada por la presencia de un soluto no volátil, es directamente proporcional a la molalidad de la disolución".

$$\Delta t = T - T_0$$

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

Donde K_e es la constante ebulloscópica propia del disolvente, m es la molalidad, T es la temperatura de ebullición de la disolución y T_0 es la del disolvente puro.

Ejemplo

Diez gramos de una sustancia, de masa molar 266 g/mol, fueron disueltos en 500 g de tetracloruro de carbono. ¿Cuál es la temperatura de ebullición de la disolución, bajo presión normal? (Datos relativos al tetracloruro de carbono: Constante ebulloscópica K_e = 5,32; Temperatura de ebullición = 77 °C bajo presión normal).

$$T - T_0 = K_e \times \frac{1000 \times \text{masa de soluto}}{\text{masa de disolvente} \times \text{masa molar soluto}}$$

$$T - 77 = 5{,}32 \times \frac{1000 \times 10}{500 \cdot 266}$$

$$T = 77 + 5{,}32 \times 0{,}0751$$

$$\mathbf{T = 77{,}39\ °C}$$

9.3 Crioscopía

La crioscopía es una propiedad coligativa que indica el descenso del punto de congelación de un líquido, provocado por la presencia de un soluto no volátil.

La adición de un soluto disminuye la presión de vapor del líquido, en consecuencia, la temperatura de ebullición del líquido aumenta y la de congelación disminuye. Esta propiedad se aplica a los líquidos anticongelantes, utilizados comúnmente en los radiadores de los automóviles en climas muy fríos, la sustancia anticongelante que se utiliza es el etilenglicol que hace descender la temperatura de congelación del agua del radiador hasta aproximadamente -35 °C.

Raoult (1830-1901) también estudió la relación entre el efecto crioscópico y la concentración de la disolución, enunciando otra ley. "El descenso de la temperatura de congelación de un líquido, provocada por la presencia de un soluto no volátil, es directamente proporcional a la molalidad de la disolución".

$\Delta T_c = T_0 - T$

$\Delta T_c = K_c \cdot m$

Donde K_c es la constante crioscópica propia del disovente, m es la concentración molal propia del disolvente, T_0 es la temperatura de congelación del disolvente puro y T es la de la disolución.

Ejemplo

¿Cuál es la temperatura de congelación de una disolución conteniendo 8,9 g de antraceno ($C_{14}H_{10}$) en 256 g de benceno? (temperatura congelación del benceno puro = 5,42 °C; K_c benceno = 5,12; masa molar antraceno = 178 g/mol).

Temp congelación disolvente puro (t_0) - temp congelación disolución (t)

$$\Delta T = T_0 - T = K_c \cdot \frac{1000 \cdot \text{masa de soluto}}{\text{masa de disolvente} \cdot \text{masa molar soluto}}$$

$$5{,}42 - T = 5{,}12 \times \frac{1000 \times 8{,}9}{256 \times 178}$$

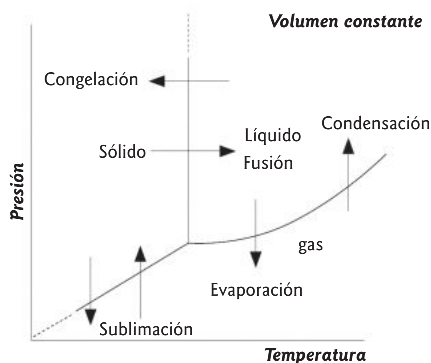
$5{,}42 - T = 5{,}12 \times 0{,}195$

$T = 5{,}42 - 0{,}998$

T = 4,42 °C

Punto triple del agua

Es un punto específico en que el agua puede existir simultáneamente bajo la forma de hielo, líquido y vapor de agua. **Las condiciones de este triple estado se establecen bajo una presión de 4,579 mmHg y de 0,0098 °C**.





Sabías que...

La vaporización es el paso del estado líquido al gaseoso. Puede producirse de dos modos: por evaporación y por ebullición.

- La evaporación es un proceso lento que se produce a cualquier temperatura y sólo en la superficie del líquido.
- La ebullición es un proceso tumultuoso que afecta a toda la masa del líquido y se produce a una temperatura determinada, llamada temperatura de ebullición.

9.4 Presión osmótica (osmometría)

La presión osmótica (π) es la presión que se debe ejercer sobre la disolución para impedir su dilución, cuando pasa un disolvente puro, a través de una membrana semipermeable.

Esta propiedad fue estudiada por el químico holandes Jacobus Van´t Hoff (1852-1911) quien llegó a la conclusión de que la ecuación de la presión osmótica es igual a la ecuación de los gases ideales.

$$PV = nRT$$

P es la presión, V el volumen de la disolución, n la cantidad de mol de soluto, R la constante de los gases ideales y T la temperatura absoluta (K) de la disolución.

Despejando P y considerando que n/V corresponde a la concentración molar de la disolución, se tiene:

$$\pi = MRT$$

donde M es la molaridad y π la presión osmótica.

El efecto de la presión osmótica es utilizado en numerosas aplicaciones entre las cuales se pueden destacar la desalinización del agua de mar. Este proceso consiste en la remoción de la sal mediante la osmosis inversa, es decir, el agua hace el camino inverso al natural, pasando desde la disolución al disolvente puro, por aplicación de una presión superior a la osmótica. Una de las dificultades de este proceso es la obtención de membranas semipermeables que resistan las altas presiones. Este tratamiento del agua de mar se realiza en regiones donde las fuentes de agua dulce son escasas, como en medio oriente.

Otra aplicación de la presión osmótica se da en la industria alimentaria, en la cual, la osmosis es empleada para producir charqui o carne salada, este producto se obtiene agregando sal gruesa sobre la carne fresca, puesto que la sal común tiene un gran efecto higroscópico, es decir, atrae el agua. Esta propiedad de la sal común (NaCl) permite la deshidratación de la carne por lo que se conserva durante mucho tiempo en buen estado, ya que al tener un bajo porcentaje de agua, no permite el desarrollo de microorganismos.

Como la presión osmótica depende de la concentración de la disolución, cuando dos disoluciones presentan la misma presión osmótica, se denominan isotónicas.

Ejemplo

Determine la presión osmótica, a 27 °C, de 2 litros de una disolución acuosa que contiene 12 g de urea (masa molar urea = 60 g/mol).

Datos: R = 0,082 atm L/K mol

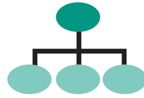
$\pi = MRT$

$$\pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

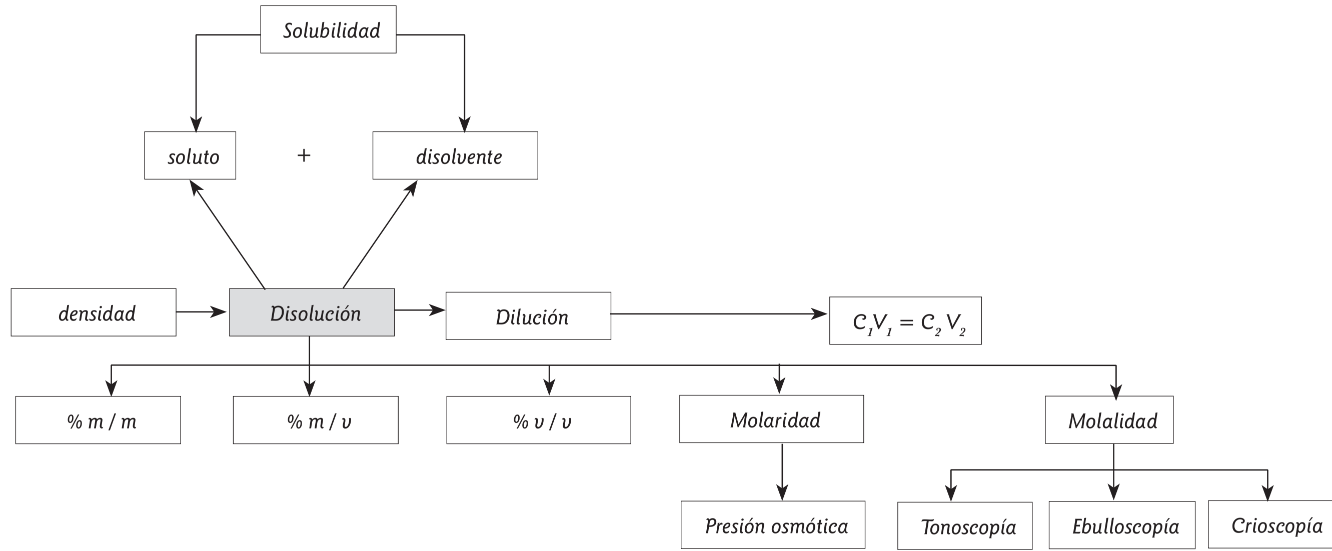
T = 273 + 27 = 300 K

$$n = \frac{g}{MM\ soluto} = \frac{12}{60} = 0{,}2\ mol$$

$$\pi = \frac{0{,}2 \times 0{,}082 \times 300}{2} = \mathbf{2{,}46\ atm}$$



Esquema de síntesis





Actividades

1. Relacionar los conceptos de la columna A con aquellos ubicados en la columna B.

	Columna A		Columna B
1.	Masa	_____	7% m/m
2.	Fracción molar	_____	Molalidad
3.	Moles de soluto en 1000 mL disolución	_____	mg soluto en **1000** g disolución
4.	g / MM	_____	% m/m · δ
5.	% m/v	_____	Moles
6.	ppm	_____	Dilución
7.	$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$	_____	δ · V
8.	7 g de soluto en **100** g disolución	_____	Molaridad
9.	Moles de soluto en **1000** g disolvente	_____	$X_n = X_A + X_B$

2. Complete:

1. *Si a la disolución se le resta el soluto quedará el ______________.*

2. *Si la disolución conduce la corriente eléctrica se denomina ______________.*

3. *Si se agregan **50** mL de alcohol a **200** mL de agua, el agua se comporta como ______________.*

4. *Si una disolución de NaCl en agua está al 5% m/v esto significa que hay ______________ de NaCl en __________ mL de disolución.*

5. *Si una disolución es 3 M esto significa que hay __________ moles de soluto por cada __________ mL de disolución.*

6. *Si una disolución es **0,5** molal esto quiere decir que hay __________ moles de soluto por cada _________ de disolvente.*

7. *Una disolución de NH_3 tiene una concentración de 18,6% m/m y una densidad de 0,93 g/cc. Calcule: (MM NH_3 = 17 g/mol.)*

   a. molalidad (m) :
   b. molaridad (M) :

Capítulo 5

Química orgánica

Aprendizajes Esperados

- Comprender la utilidad de los derivados del carbono.
- Conocer los distintos tipos de compuestos orgánicos.
- Nombrar compuestos orgánicos (hidrocarburos y grupos funcionales).

Los compuestos de carbono presentan uno de los aspectos más interesantes de la química. Una de las razones por la que interesa su estudio es por el rol que juegan en la química de los seres vivos, tanto vegetales como animales. Otra, es por su gran espectro de usos: fármacos, colorantes, drogas, detergentes, plásticos, perfumes, fibras, aromas, enzimas, vacunas, etc.

La fabricación de estos compuestos ha creado una gigantesca industria química que consume anualmente millones de toneladas de materias primas, por lo que se hace necesario estudiar las principales fuentes de obtención del carbono y de sus compuestos.

A pesar de ser un elemento tan importante para la vida en la Tierra, su abundancia no alcanza al 0,1%, en masa, en la corteza terrestre. Paradójicamente, es el segundo elemento en abundancia en el cuerpo humano, donde alcanza un 17,5% en masa. El carbono abunda en la naturaleza, libre y combinado, pues todas las sustancias animales y vegetales lo contienen.

El carbono se presenta en la naturaleza de diferentes formas, conocidas como alotrópicas, entre las que destacan el diamante, el grafito y el carbono amorfo (en esta última clase destacan la hulla, la antracita, lignito y turba).

1. Fuentes naturales de obtención del carbono

1.1 Carbono elemental

Se presenta en dos tipos de cristales que se diferencian en cuanto a la forma y propiedades.

- **Grafito:** cada átomo de carbono está unido a tres átomos vecinos, formando redes cristalinas plano-hexagonales, las que pueden desplazarse unas sobre otras, lo que explica el hecho de que el grafito sea blando. Además, propiedades tales como su elevado punto de fusión y el hecho de que es un buen conductor de la corriente eléctrica se deben a que las redes plano-hexagonales están íntegramente formadas por enlaces covalentes (muy fuertes y difíciles de romper) y que uno de cada tres enlaces es doble, lo que otorga una gran cantidad de electrones que bajo una diferencia de potencial se mueven fácilmente, permitiendo la conductividad eléctrica.

- **Diamante:** cada átomo de carbono está unido solo por enlaces covalentes simples a cuatro átomos de carbono vecinos, cada uno situado en los vértices de un tetraedro regular. Por esta razón, el diamante es durísimo y su punto de fusión tan alto, pues su estructura cristalina tiene una gran regularidad. La energía de los enlaces carbono-carbono es muy grande. A diferencia del grafito, el diamante no puede conducir la corriente eléctrica, pues no posee enlaces dobles; en otras palabras, no posee electrones móviles capaces de migrar frente a una diferencia de potencial.

1.2 Carbón natural

- **Carbón:** el carbón es un mineral negro, de remoto origen vegetal, que procede de las materias vegetales descompuestas acumuladas desde épocas prehistóricas, con condiciones climáticas que favorecieron un ciclo de crecimiento rápido – descomposición – crecimiento – nueva descomposición, que fue depositando materias vegetales en forma creciente hasta formarse vastos depósitos. Luego, sobre esto se depositaron rocas sedimentarias que impidieron el acceso de aire a las capas inferiores y las sometieron a enormes presiones. Posteriormente, las capas fueron comprimidas en lechos duros, compuestos principalmente por C de las plantas originarias, por H_2, N_2, O_2 y algo de S. En consecuencia, el carbón extraído no es 100% carbono sino que una mezcla.

  El carbón más puro es la **antracita,** que contiene entre 85 y 95% de C. La **hulla** contiene aproximadamente un 78% de C y la **turba,** entre 60-70% de C.

Al calentar carbón a altas temperaturas en ausencia de aire, se pueden destilar, entre otros, NH_3, fenol, benceno, quedando un residuo conocido como coke, que se aplica en la reducción de mineral de hierro (óxidos) a hierro metálico en la fabricación de acero.

En Chile, se obtiene mineral de hulla en las minas de Lota.

El carbono sintético se obtiene mediante procesos que concluyen en:

- **Carbón vegetal:** se obtiene por calentamiento sin aire de la madera. Los desprendidos son una mezcla de compuestos orgánicos de alto valor comercial.

- **Carbón mineral:** se obtiene al someter huesos de animales a calentamiento sin aire y constituye un residuo negro que contiene 10% de carbono, finamente dividido entre la estructura porosa del fosfato cálcico ($Ca_3(PO_4)_2$).



Sabías que...

La revolución industrial fue posible gracias al carbón. Este combustible fósil hizo posible el funcionamiento de las máquinas industriales, el desplazamiento de barcos, trenes y la iluminación de las ciudades. En 1910, el 91% de la energía consumida en todo el mundo aún procedía del carbón; más tarde, éste fue reemplazado por el petróleo.

2. Propiedades químicas del carbono

La configuración electrónica del carbono en su estado fundamental es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$. Puesto que el carbono posee 4 electrones de valencia (los de la última capa), tenderá a formar compuestos en los cuales comparte los 4 electrones de valencia. Es posible observar esta tetravalencia en la mayoría de los compuestos del carbono.

La regla dice que **el carbono estará siempre rodeado de 8 electrones o de 4 enlaces** cuando forme parte de algún compuesto. Cabe destacar que en el carbono, como en otros elementos, es posible observar no solo enlaces simples en sus compuestos sino que también enlaces dobles (C=C) y triples (C ≡ C), de 4 y 6 electrones, respectivamente.

Esta diversidad de enlaces covalentes provienen de la capacidad del átomo de carbono de **hibridar** sus orbitales **s** y **p**. Este proceso de hibridación no es otra cosa que una combinación de orbitales de diferente energía y orientación, formando orbitales híbridos. La configuración alargada por el carbono al hibridar es enérgicamente más favorable que su configuración basal.

Para que pueda llevarse a cabo la hibridación, el átomo debe pasar de su estado basal o fundamental a uno de mayor energía, denominado estado excitado. Esto se logra por la“promoción” de un electrón desde un orbital 2s a uno $2p_z$.

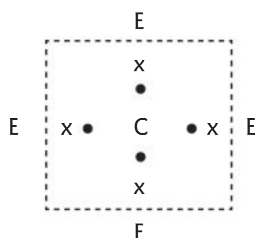
Estado fundamental: $1s^2\ 2s^2\ 2p_x{}^1\ 2p_y{}^1\ 2p_z{}^0$

Estado excitado: $1s^2\ 2s^1\ 2p_x{}^1\ 2p_y{}^1\ 2p_z{}^1$

Estado hibridado: $1s^2\ 2(sp^3)^1\ 2(sp^3)^1\ 2(sp^3)^1\ 2(sp^3)^1$

(Combinación de orbitales)

Quedando en este último caso, 4 $\bar{e}$ que son capaces de enlazarse de modo de asegurar que el C quede rodeado de 8 $\bar{e}$ en su capa de valencia para cumplir con la **regla del octeto**.

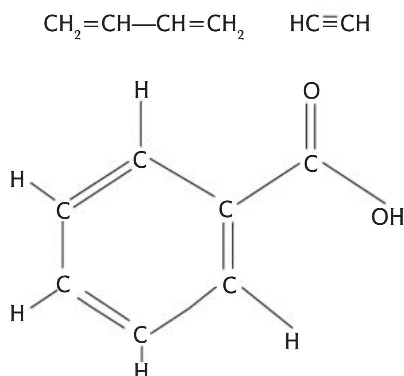


Este tipo de hibridación entre un orbital s y tres orbitales p se denomina **sp^3**. Cuando se combina un orbital s con dos p, se produce **hibridación sp^2**, y al combinarse un s con un p hablamos de **hibridación sp**.

Los átomos de C con hibridación sp^3 forman solo **enlaces simples** de tipo σ; los C con hibridación sp^2 forman un **enlace doble** C=C, formado por un enlace de tipo σ y uno π. Este último se forma por superposición de los orbitales p no hibridados de dos átomos de C. Los C con hibridación sp forman **enlaces triples**, compuestos por un enlace σ y dos π.

Por lo tanto, no debemos extrañarnos si encontramos compuestos como:

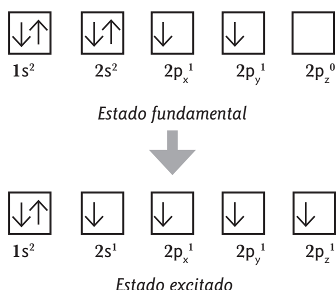
$CH_2=CH-CH=CH_2$ $\qquad HC\equiv CH$

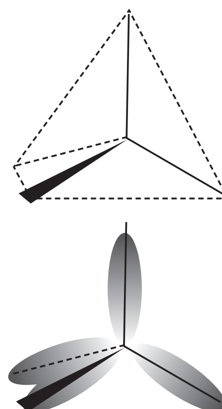


La metamorfosis del carbono

Podemos explicar la formación de enlaces carbono - carbono basándonos en la teoría orbital molecular. Para ello, analicemos primero qué ocurre con los electrones apareados que tiene el carbono en su último nivel.



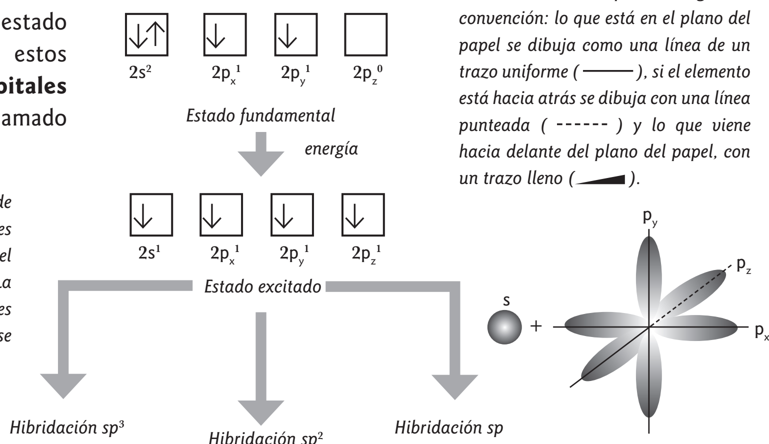


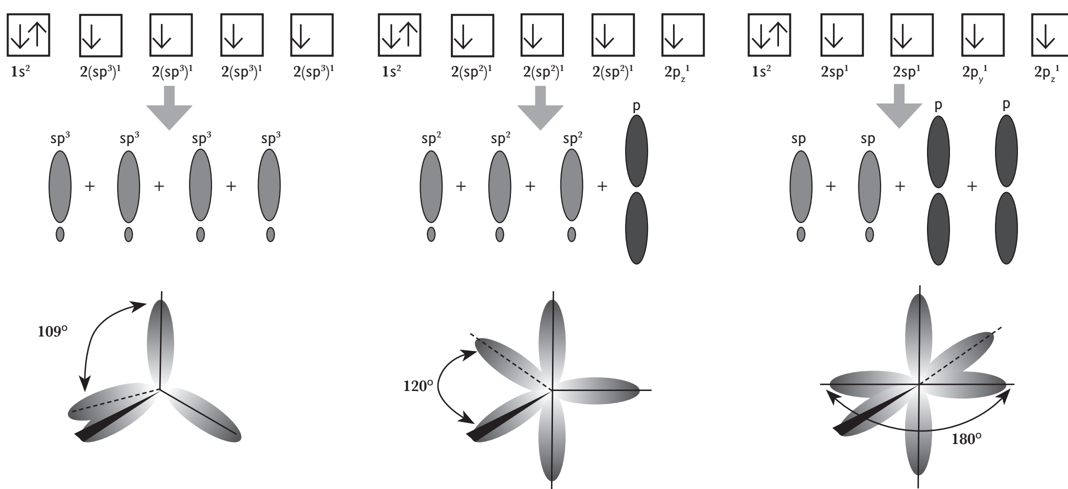


Para completar el octeto, el carbono necesita formar cuatro enlaces, es decir, requiere 4 electrones desapareados. Para conseguirlos, el carbono absorbe energía desde el entorno y pasa a un estado excitado, luego combina estos OA entre sí y forma **orbitales híbridos** en un preoceso llamado **hibridación**.

Para representar la imagen tridimensional de una molécula en dos dimensiones, se emplea la siguiente convención: lo que está en el plano del papel se dibuja como una línea de un trazo uniforme (——), si el elemento está hacia atrás se dibuja con una línea punteada (------) y lo que viene hacia delante del plano del papel, con un trazo lleno (◢).

El dibujo muestra el proceso de hibridación del carbono en sus tres formas: la hibridación sp^3 cuando el carbono se une a cuatro átomos. La hibridación sp^2, cuando se une a tres átomos. La hibridación sp, cuando se une a dos átomos.

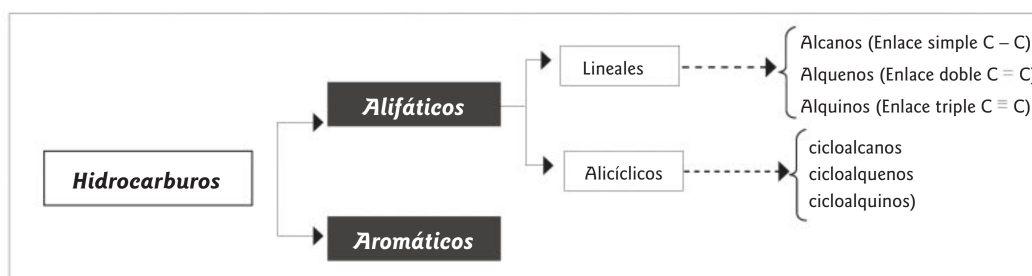




3. Compuestos orgánicos del carbono

3.1 Los hidrocarburos

Corresponden a compuestos formados solo por **carbono e hidrógeno**. Se consideran los compuestos orgánicos más simples y su nomenclatura es la base para nombrar todos los compuestos orgánicos. Los hidrocarburos pueden clasificarse según el siguiente cuadro.



3.1.1 Hidrocarburos alifáticos

Están constituidos por C e H y pueden ser de cadena abierta o cerrada (cíclicos). En ambos casos, se habla de compuestos saturados si solo contienen enlaces simples C–C, e insaturados si contienen algún enlace doble o triple. Los hidrocarburos alifáticos de cadena abierta se dividen en alcanos, alquenos y alquinos, mientras que los alicíclicos se clasifican en cicloalcanos, cicloalquenos y cicloalquinos.

- **Alcanos o parafinas:** hidrocarburos saturados de cadena abierta. Pueden suponerse derivados del metano (CH_4), por sustitución sucesiva de un H por un grupo CH_3– (metilo).

  Su fórmula empírica general es C_nH_{2n+2}, donde n es el número de átomos de carbono. Cada carbono posee valencia IV y sus enlaces, sean con H u otro C, son "simples", con **hibridación sp^3** que tiene una **disposición tetraédrica** en el espacio, con cada carbono en el centro del tetraedro.

  En general para los alcanos, siempre los grupos de los extremos de la molécula serán CH_3– y, al ir aumentando el número de carbonos en la cadena, se va añadiendo un – CH_2– .

  Para nombrar los alcanos se escribe el prefijo correspondiente a su número de carbonos (ver tabla a continuación), seguida de la terminación **ANO.**

  Los hidrocarburos saturados de tres o más carbonos pueden ser cíclicos, además de lineales, y constituyen los **CICLOALCANOS.** Llevan el mismo nombre del alcano que corresponde con cadena abierta, pero se antepone la palabra CICLO.



Ojo con

El término saturado asignado a los alcanos y cicloalcanos alude a la imposibilidad de estos de añadir más hidrógeno a su molécula, ya que sus átomos de carbono carecen de enlaces disponibles para ello.

Los alquenos, alquinos, cicloalquenos y cicloalquinos, por tener enlaces múltiples, pueden añadir átomos de hidrógeno a su molécula mediante reacciones de adición. Por eso se les denomina insaturados.

Primeros 10 alcanos no ramificados			
Fórmula del alcano	*Número de carbonos*	*Prefijo IUPAC*	*Nombre*
CH_4	1	MET	Metano
CH_3-CH_3	2	ET	Etano
CH_3-CH_2-CH_3	3	PROP	Propano
CH_3-CH_2-CH_2-CH_3	4	BUT	Butano
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3	5	PENT	Pentano
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3	6	HEX	Hexano
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3	7	HEPT	Heptano
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3	8	OCT	Octano
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3	9	NON	Nonano
CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3	10	DEC	Decano

- **Alquenos (Olefinas):** son **hidrocarburos insaturados** lineales de fórmula general C_nH_{2n} , donde n es el número de átomos de carbono. Resultan de extraer dos hidrógenos de carbonos vecinos en un alcano con formación de uno o más **"dobles enlaces"** (insaturación – CH=CH–), que tiene **hibridación sp^2** en cada carbono. En el espacio este doble enlace se dispone en un plano.

  Es lógico que los alquenos con un solo carbono no existan, ya que el doble enlace debe ir entre carbono y carbono. Es importante notar que cada carbono sigue siendo tetravalente.

  Para aumentar el número de carbonos en la serie homóloga de los alquenos, se agrega un – CH_2– entre dos carbonos que no estén formando doble enlace.

  Para nombrarlos, se escribe el prefijo que les corresponde según su número de carbonos seguidos de la terminación **ENO**.

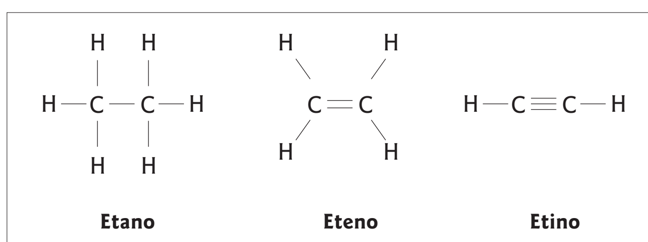
  Los hidrocarburos cíclicos que tienen al menos un enlace doble se llaman cicloalquenos y se nombran del mismo modo que los alquenos, pero con el prefijo "ciclo".

- **Alquinos:** son hidrocarburos insaturados de cadena abierta de fórmula general C_nH_{2n-2} (donde n es el número de carbono). Resultan de la extracción de dos hidrógenos en carbonos vecinos (1 de cada carbono), justo en aquellos que formaban el doble enlace en el alqueno correspondiente, para formar un enlace "triple" con hibridación sp de los carbonos, dispuestos en el espacio de modo lineal.

  Cuando se aumenta el tamaño de la molécula, agregamos un – CH_2– entre dos carbonos que no estén formando el triple enlace.

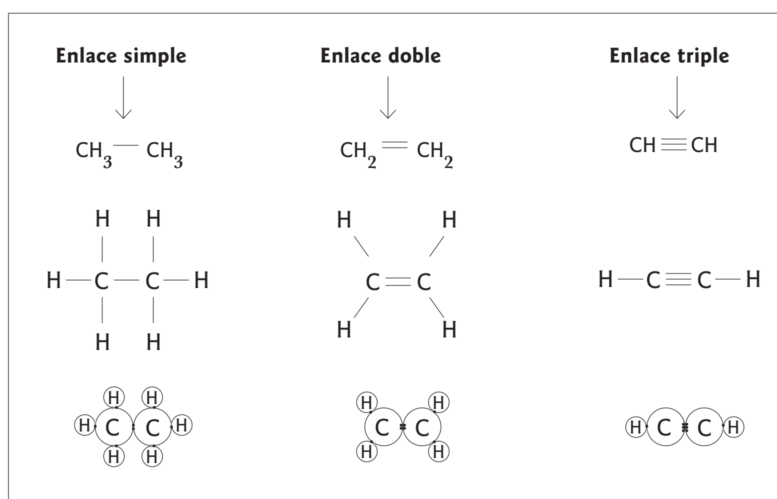
  Para nombrarlos, se escribe el prefijo que les corresponde según su número de carbonos seguidos de la terminación **INO.**



Los compuestos cíclicos con enlace triple C ≡ C se llaman cicloalquinos y se nombran igual que los alquinos, más el sufijo “ciclo”.

Tabla resumen			
	Alcanos	**Alquenos**	**Alquinos**
Estructura clave	$R—CH_2—R$	R—CH=CH—R	R—C≡C—R
Fórmula general	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}
Hibridación de los carbonos claves	sp^3	sp^2	sp
Geometría alrededor de los C claves	Tetraedro	Trigonal plano	Lineal
Nombre terminado en:	ANO	ENO	INO
Ejemplos	$CH_3—CH_2—CH_3$ propano	$CH_3—CH=CH_2$ propeno	$CH_3—C≡CH$ Propino

***Nota:** R puede ser H–, CH_3, $CH_3(CH_2)_n$– siendo n cualquier número entero.*



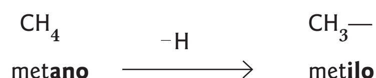
3.1.2 Nomenclatura de hidrocarburos alifáticos

Para nombrar los hidrocarburos, se debe aplicar una serie de reglas sistemáticas establecidas por la Unión Internacional de Química Pura Aplicada (IUPAC).

Además de las reglas ya expuestas para nombrar alcanos, alquenos y alquinos, hay hidrocarburos alifáticos que poseen ramificaciones y que serán considerados como derivados alquílicos del hidrocarburo de cadena más larga, es decir, todas las ramificaciones que sobresalgan de la cadena más larga serán especificados como radicales.

Se denotan con una letra **R** y son hidrocarburos a los que se les ha sacado un H, quedando disponibles para formar un enlace con otro carbono. Se nombran con el prefijo que denota su número de carbonos y la terminación **IL** o **ILO**.

Ejemplo



Estos radicales son inestables y no se pueden aislar para meterlos en un frasco.

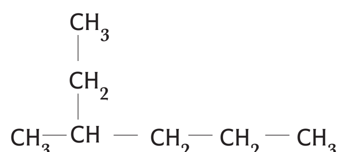
N° de C	Radical	Nombre
1	CH_3—	Metilo
2	CH_3—CH_2—	Etilo
3	CH_3—CH_2—CH_2—	Propilo
4	CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—	Butilo
5	CH_3—$(CH_2)_4$—	Pentilo
6	CH_3—$(CH_2)_5$—	Hexilo
7	CH_3—$(CH_2)_6$—	Heptilo
8	CH_3—$(CH_2)_7$—	Octilo
9	CH_3—$(CH_2)_8$—	Nonilo
10	CH_3—$(CH_2)_9$—	Decilo

Para asignar correctamente el nombre a un hidrocarburo saturado se debe:

1. Encontrar cadena principal
2. Reconocer radicales
3. Numerar cadena empezando por el extremo más cercano a un radical
4. Nombrar primero radicales en orden alfabético, indicando el nº del C al que se encuentran unidos y terminar con la cadena principal

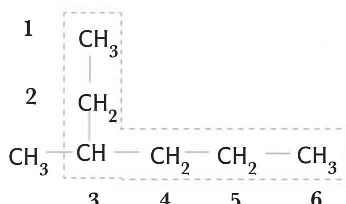
Ejemplo

Sea el compuesto



Como se puede apreciar, la cadena más larga es de 6 átomos de carbonos. Por lo tanto, esta es la cadena principal y el compuesto será un derivado ramificado del hexano.

Es necesario numerar la cadena, comenzando por el extremo de la molécula que está más cerca de la ramificación:



y su nombre es **3-metilhexano,** ya que el radical metil (ramificación) está unido al carbono que ocupa la posición 3 dentro de la numeración de la cadena principal.

Si el hidrocarburo es insaturado, se deben seguir las siguientes reglas:

1. Seleccionar la cadena principal, correspondiente a la más larga que contenga el mayor número posible de insaturaciones.
2. Numerar la cadena principal empezando por el extremo que dé la menor numeración para las insaturaciones, independientemente de que sean dobles o triples. Si hay dos numeraciones equivalentes, se prefiere la que dé menor numeración para el enlace doble.
3. Nombrar primero los sustituyentes, antecedidos por el número del C en que se encuentran.
4. Nombrar la cadena principal, utilizando el prefijo correspondiente a su número de átomos de C y las terminaciones eno e ino para señalar la presencia de dobles y triples enlaces, respectivamente, indicando además su posición en la cadena.

Ejemplo

El compuesto

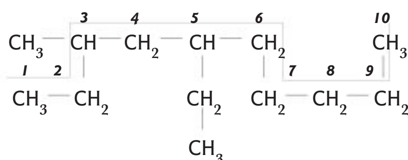


Es un hexeno, pues tiene una cadena de seis átomos de carbono y posee un doble enlace.

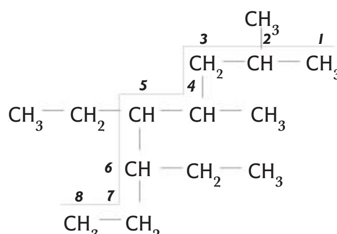
El doble enlace puede ubicarse entre los carbonos 4’y 5’ ó 2 y 3, dependiendo del orden que se siga para numerar la cadena. De las dos numeraciones alternativas se elige la que asigne el número más pequeño a la ubicación del doble enlace. Entonces, el compuesto es el 2-hexeno.

A continuación se presentan más ejemplos de aplicación de las reglas de nomenclatura IUPAC.

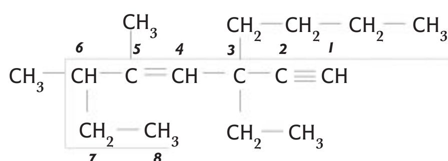
Caso 1
1. cadena principal= decano
2. sustituyentes= etilo y metilo
3. numeración= izquierda a derecha
4. nominación= 5-**etil**-3-**metildecano**



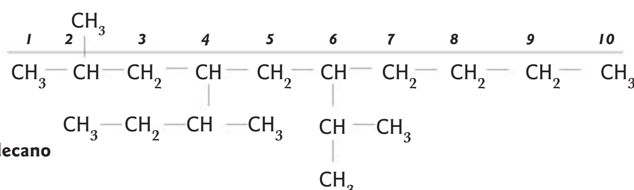
Caso 2
1. cadena principal= octano
2. sustituyentes=etilos y metilos
3. numeración=derecha a izquierda
4. nominación= 5,6-**dietil**-2,4-**dimetiloctano**



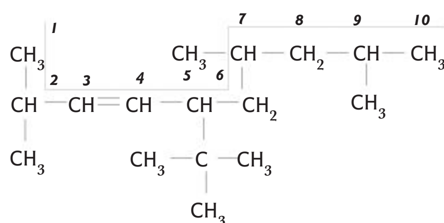
Caso 3
1. cadena principal= octino
2. sustituyentes= butilo, etilo y metilos
3. numeración= derecha a izquierda
4. nominación= 3-**butil**-3-**etil**-5,6-**dimetil**-4-**octen**-1-**ino**



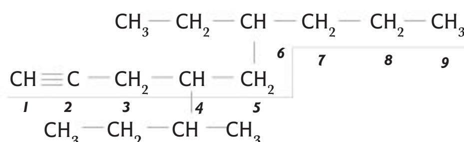
Caso 4
1. cadena principal= decano
2. sustituyentes=**isopropil,secbutil** y metil
3. numeración=izquierda a derecha
4. nominación= 6-**isopropil**-2-**metil**-4-**secbutildecano**



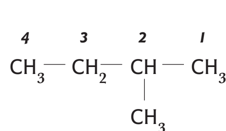
Caso 5
1. cadena principal= deceno
2. sustituyentes=**terbutil** y metilos
3. numeración=izquierda a derecha
4. nominación= 2,7,9-**trimetil**-5-**terbutil**-3-**deceno**

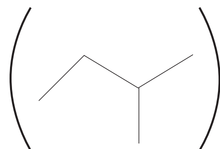


Caso 6
1. cadena principal= nonino
2. sustituyentes=etil y **secbutil**
3. numeración=izquierda a derecha
4. nominación= 6-**etil**-4-**secbutil**-1-**nonino**

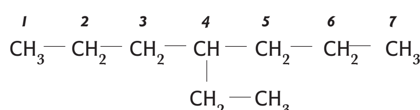


Se observa que, en general, la cadena principal es la fila de carbonos más larga posible, excepto en el caso 3 en que se debe seleccionar una cadena de 8 y no una de 10 C para incluir el mayor número posible de insaturaciones. En los casos 4, 5 y 6 se presentan radicales con nombres especiales. Cuando un sustituyente se repite, se usan los prefijos “di”, “tri”, “tetra”, etc., como en los casos 2, 3 y 5.

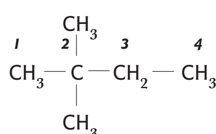


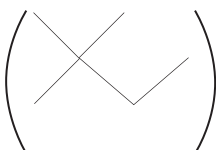


1. cadena principal= butano
2. sustituyentes=metilo
3. numeración=derecha a izquierda
4. nominación= 2-**metilbutano**

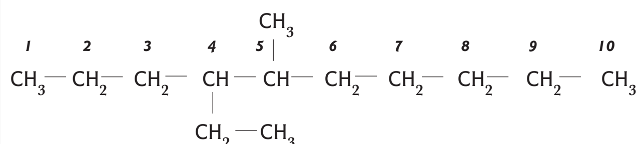


1. cadena principal= heptano
2. sustituyentes=etilo
3. numeración=derecha o izquierda
4. nominación= 4-**etilheptano**

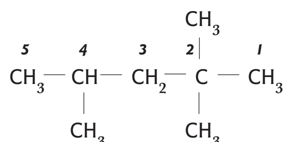


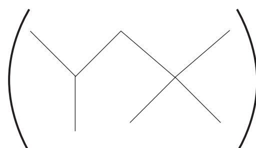


1. cadena principal= butano
2. sustituyentes=metilos
3. numeración=izquierda a derecha
4. nominación= 2,2-**dimetilbutano**

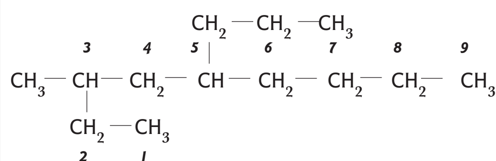


1. cadena principal= decano
2. sustituyentes=etilo y metilo
3. numeración=izquierda
4. nominación= 4-**etil**-5-**metildecano**





1. cadena principal= pentano
2. sustituyentes=metilos
3. numeración= derecha a izquierda
4. nominación= 2,2,4-**trimetilpentano**

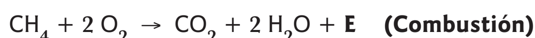


1. cadena principal= nonano
2. sustituyentes=propilo y metilo
3. numeración=izquierda a derecha
4. nominación= 3-**metil**-5-**propilnonano**

3.1.3 Propiedades y usos de los hidrocarburos alifáticos

Los hidrocarburos alifáticos son compuestos bastante inertes, por lo que se los usa como solventes. Poseen la propiedad de ser sensibles a la oxidación en condiciones extremas reaccionando con oxígeno según un proceso de combustión y liberando gran cantidad de calor.

Ejemplo



$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O + \mathbf{E} \quad \textbf{(Combustión)}$$

Son compuestos que pueden ser gases, líquidos y también sólidos. Rara vez presentan color, y si lo hacen, éste será alguna variedad del blanco.

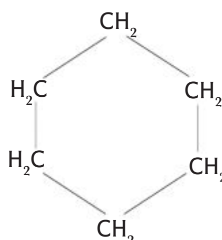
Los hidrocarburos más usados en la vida diaria son, por ejemplo, el propano y el butano, que en mezcla son usados como combustibles, en estado líquido o gaseoso, conocido como gas licuado. El combustible de los automóviles está constituido por una mezcla de hidrocarburos diferentes de 7 a 9 átomos de carbono; el kerosene (parafina) es otra mezcla combustible, pero sus constituyentes poseen de 9 a 13 átomos de carbono; la esperma de la vela, las grasas (se refiere a las grasas sintéticas) y las ceras son mezclas de carburos saturados y no saturados superiores.

Tabla con las propiedades de los hidrocarburos		
	Alcanos	**Alquenos y Alquinos**
ESTADO FISICO: Gaseoso Líquidos Sólidos	 1 a 4 átomos de C 5 a 17 átomos de C 18 y más átomos de C	 2 a 3 átomos de C 4 a 8 átomos de C 9 y más átomos de C
Ptos de Ebullición y Fusión	Bajos debido a la falta de polaridad del enlace C-C y H-H	
Densidad	Menor a la del agua <1 g/mL	
Solubilidad	Insolubles en agua y disolventes polares. Solubles en disolventes apolares	

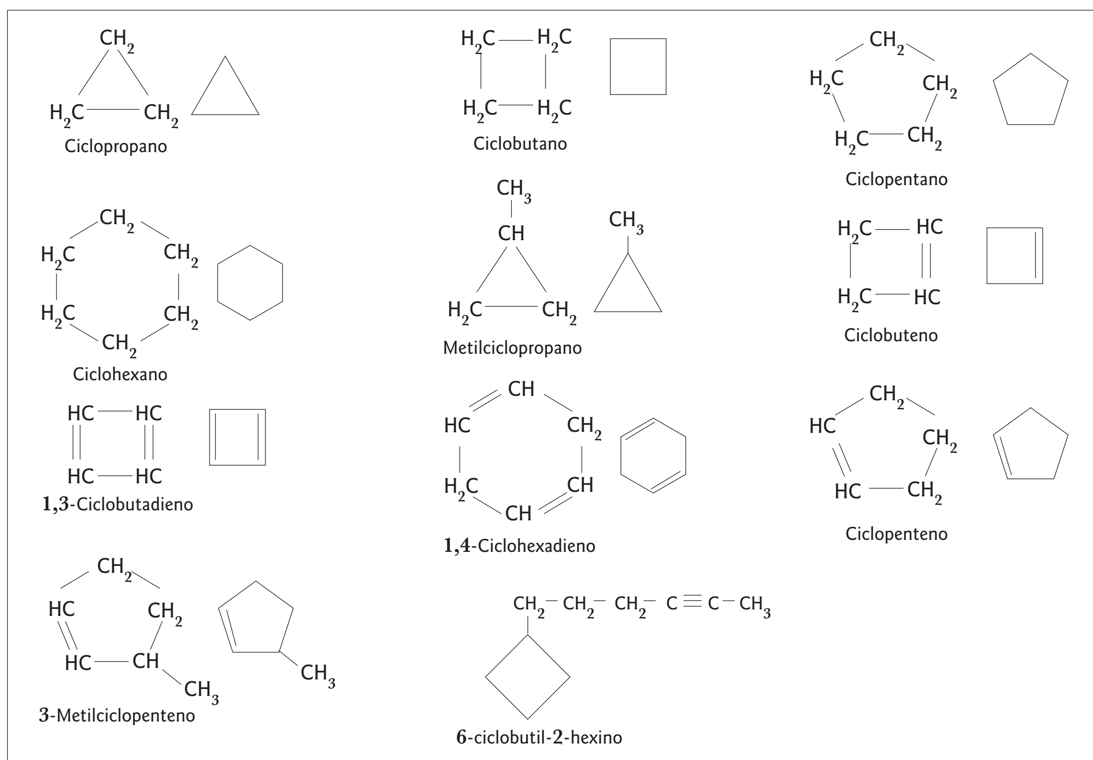
3.2 Hidrocarburos alicíclicos

Es un grupo de hidrocarburos que se caracteriza por poseer cadenas cerradas, esto quiere decir que todos los carbonos están unidos a otros carbonos. Las uniones pueden ser simples, dobles o triples, por lo que se mantiene la misma nomenclatura de los alifáticos, solo que a estos compuestos se les agrega el prefijo ciclo.

De los ciclos más abundantes se encuentran los de seis átomos de carbono, como el ciclohexano, formado por una cadena cerrada de seis átomos de carbono unidos entre sí por enlaces simples.



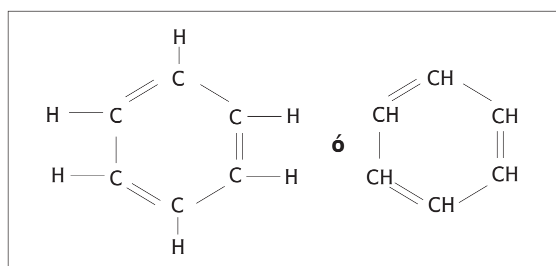
Cuando existen estructuras cíclicas y lineales en un compuesto, se elige como cadena principal la más larga, ya sea abierta o cerrada (ciclo), y el resto se considera como sustituyente.



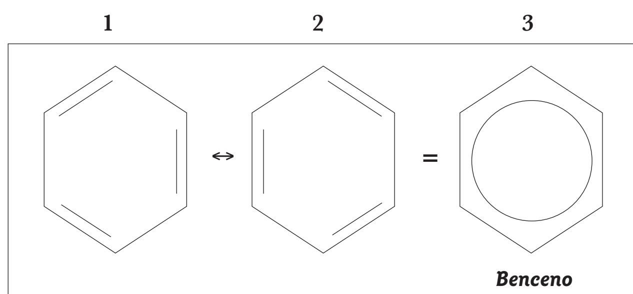
3.3 Hidrocarburos aromáticos

3.3.1 Benceno

Todos los hidrocarburos aromáticos guardan relación con el benceno, que es el hidrocarburo aromático más simple. Corresponde a un ciclohexano con todos sus carbonos con hibridación sp^2, siendo todos sus enlaces equivalentes e intermedios entre enlace simple y doble. Esta estructura fue deducida por Kekulé en 1865.



Existen dos estructuras de Lewis equivalentes para el benceno, pero su estructura real no es ninguna de ellas, ni tampoco una alternancia, sino que un híbrido entre los dos.



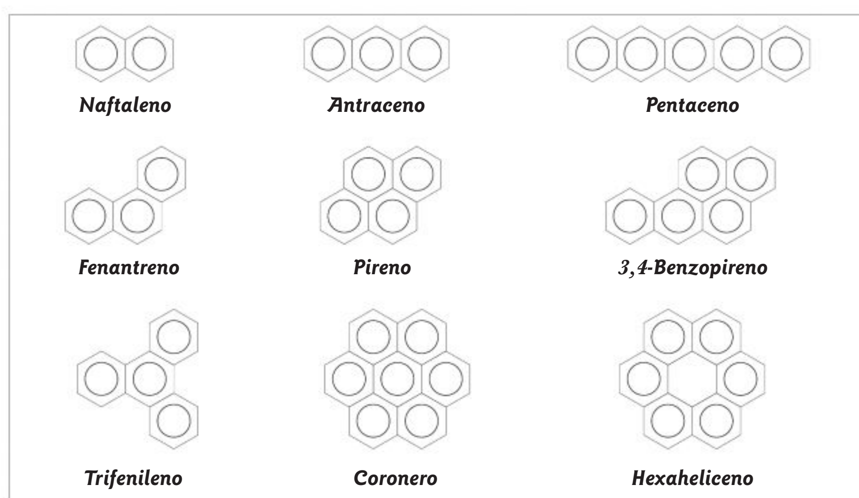
Los electrones de los enlaces π están deslocalizados, de tal forma que la densidad electrónica se distribiuye uniformemente.

3.3.2 Usos y características de los compuestos aromáticos

Los compuestos aromáticos y sus derivados tienen la característica de poseer uno o más anillos bencénicos que puedan estar fusionados o no. Los compuestos aromáticos son tremendamente estables, necesitándose grandes cantidades de energía para descomponerlos (excepción T.N.T).

Estos compuestos se encuentran en la naturaleza en el carbón (hulla), de donde se extraen por destilación.

Algunos ejemplos de compuestos aromáticos son: Aspirina, Naftalina, Anilina, Paracetamol, etc.



4. Serie homóloga

Es una secuencia de compuestos pertenecientes a un mismo tipo orgánico y que difieren entre sí por uno o más grupos CH_2.

Ejemplo

Serie homóloga de hidrocarburos saturados lineales.

CH_4	Metano
$CH_3—CH_3$	Etano
$CH_3—CH_2—CH_3$	Propano
$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$	Butano

Serie homóloga de alcoholes saturados lineales.

$CH_3—OH$	Metanol
$CH_3—CH_2—OH$	Etanol
$CH_3—CH_2—CH_2—OH$	Propanol
$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—OH$	Butanol

5. Isomería

Los isómeros son compuestos que presentan el mismo número de átomos, pero distinta estructura, es decir, tienen la misma fórmula global. Así, mientras mayor sea el número de átomos de un compuesto, mayor será el número de formas alternativas en que se pueden disponer sus átomos, es decir, mayor será el número de isómeros. De este modo, existen variados tipos de isómeros:

5.1 Isomería estructural

Pueden ser de varios tipos: de **esqueleto**, de **posición** y de **función**.

Los isómeros de esqueleto se dan en los compuestos que presentan la misma fórmula global (el mismo número de átomos y el mismo tipo de átomos), pero cuya fórmula estructural o esqueleto carbonado es diferente.

Los isómeros de función presentan idéntica fórmula global, pero difieren en el grupo funcional que poseen.

Los isómeros de posición pueden darse en compuestos que poseen la misma fórmula global, el mismo esqueleto carbonado y grupo funcional, pero se diferencian únicamente en la posición que ocupa un grupo funcional o una insaturación en el esqueleto carbonado.

Ejemplos:

Fórmula global: $C_5H_{10}O$

Isómeros de función

cetona

$CH_3 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - CH_2 - CH_2 - CH_3$

2-pentanona

aldehído

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - H$

pentanal

Fórmula global: $C_5H_{10}O$

Isómeros de posición

carbono 2

$CH_3 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - CH_2 - CH_2 - CH_3$

1 2 3 4 5

2-pentanona

carbono 3

$CH_3 - CH_2 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - CH_2 - CH_3$

1 2 3 4 5

3-pentanona

Fórmula global: $C_4H_8O_2$

Isómeros de función

ácido carboxílico

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - OH$

ácido butanoico

éster

$CH_3 - CH_2 - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - O - CH_3$

propanoato de metilo

Fórmula global: $C_7H_{16}O$

Isómeros de posición

carbono 2

$CH_3 - \overset{OH}{\overset{|}{CH}} - CH_2 - \overset{CH_3}{\overset{|}{CH}} - CH_2 - CH_3$

1 2 3 4 5 6

4-metil-2-hexanol

carbono 1

$\overset{OH}{\overset{|}{CH_2}} - CH_2 - CH_2 - \overset{CH_3}{\overset{|}{CH}} - CH_2 - CH_3$

1 2 3 4 5 6

4-metil-1-hexanol

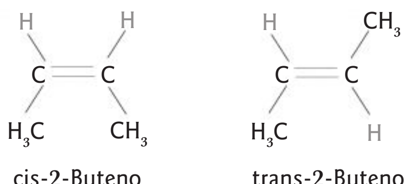
5.2 Estereoisomería

Los estereoisómeros presentan las mismas características físicas y químicas. En la práctica, los estereoisómeros o isómeros espaciales son aquellos que presentan la misma fórmula molecular y ordenamiento lineal de los átomos, pero difieren en la disposición espacial de los átomos o grupos de átomos.

La estereoisomería estudia a los compuestos químicos en tres dimensiones, incluyendo a los llamados isómeros ópticos o enantiómeros y a los geométricos.

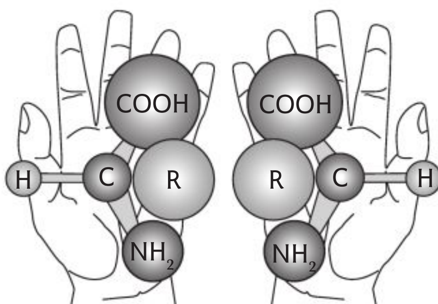
5.2.1 Isómeros geométricos

La isomería cis-trans o geométrica se produce por la rotación restringida en torno a un enlace carbono-carbono. Esta restricción puede ser debida a la presencia de dobles enlaces o ciclos. Así, el 2-buteno puede existir en forma de dos isómeros, llamados cis y trans. El isómero que tiene los hidrógenos al mismo lado se llama cis, y el que los tiene a lados opuestos trans.



5.2.2 Isómeros ópticos

Existen moléculas que coinciden en todas sus propiedades, excepto en su capacidad de desviar el plano de luz polarizada. Son los llamados isómeros ópticos. Uno de ellos desvía la luz hacia la derecha, y se designa (+), o dextrógiro, mientas que el otro la desvía en igual magnitud pero hacia la izquierda, y se designa (-) o levógiro.



Los enantiómeros

Son imágenes especulares no superponibles. Se caracterizan por poseer un átomo unido a cuatro grupos distintos llamado **asimétrico** o **quiral**.

Reglas para nombrar enantiómeros

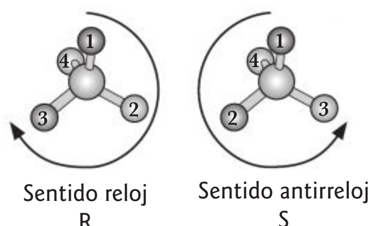
Para dar notación R/S a un centro quiral es necesario asignar prioridades a los sustituyentes mediante las siguientes reglas:

1. Las prioridades de los átomos unidos al C quiral se dan por orden de número atómico decreciente de los átomos unidos directamente al carbono asimétrico. En el caso de los isótopos, tiene prioridad el de mayor masa atómica.

2. Cuando dos o más átomos unidos al centro quiral tengan la misma prioridad, se continúa comparando las cadenas átomo a átomo, hasta encontrar un punto de diferencia.

3. Los enlaces dobles y triples se desdoblan considerándolos como si fueran enlaces sencillos.

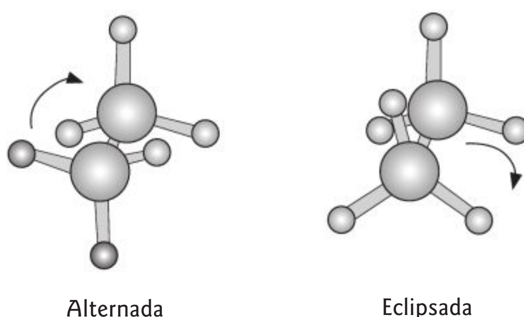
Para asignar notación R/S seguimos el orden de prioridades 1, 2, 3 de los sustituyentes. Si esta sucesión se realiza en el sentido de las agujas del reloj se dice que el centro es R (*rectus*, en latín derecha). Si se sigue el sentido contrario a las agujas del reloj se dice que es S (*sinester*, en latín izquierda). Esta regla solo es válida cuando el grupo 4 está hacia el fondo del plano (enlace a trazos); si 4 sale hacia nosotros (cuña) la notación es la contraria (R giro a la izquierda, S giro a la derecha).



5.3 Conformación

Los diversos arreglos de los átomos, resultado de la rotación en torno a un enlace sencillo, se llaman **conformaciones**, y una conformación determinada se denomina **confórmero**.

Ejemplo: **Confórmeros del etano**



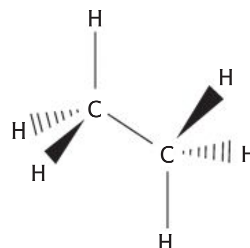
Debido a la **simetría cilíndrica** de los enlaces σ, el traslape de los orbitales en el enlace sencillo C–C del etano es exactamente igual, sean cuales sean las relaciones geométricas entre otros átomos fijos de los carbonos.

5.3.1 Formas de representar los confórmeros

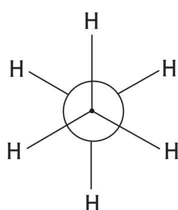
En química, los isómeros de conformación se pueden representar de dos maneras.

Perspectivas de caballete

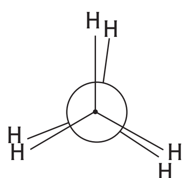
Ven el enlace carbono-carbono desde un ángulo oblicuo e indican la orientación espacial mostrando todos los enlaces C–C.



Proyecciones de Newman



Conformación alternada



Conformación eclipsada

Ven el enlace carbono-carbono de frente y representan un átomo de carbono mediante un círculo y el otro mediante un punto.

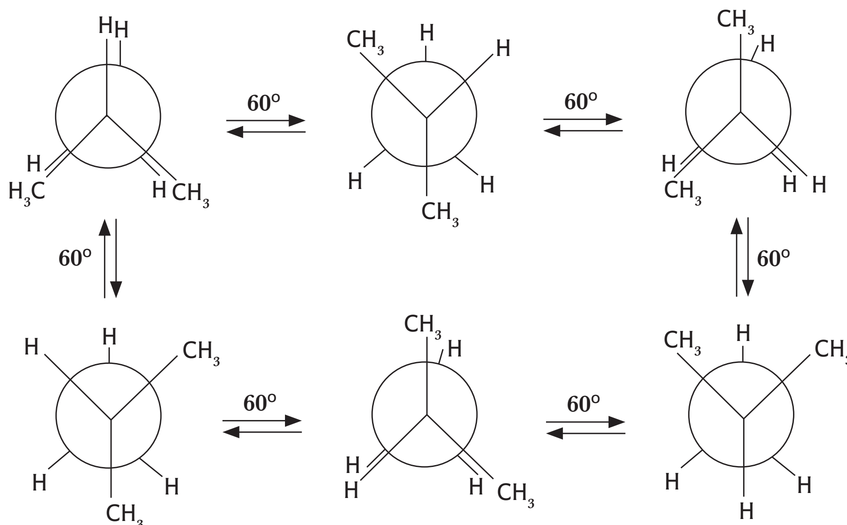
La **ventaja** de la **proyección de Newman** es que su trazo es sencillo y resulta fácil ver las relaciones entre los sustituyentes en los distintos átomos de carbono.

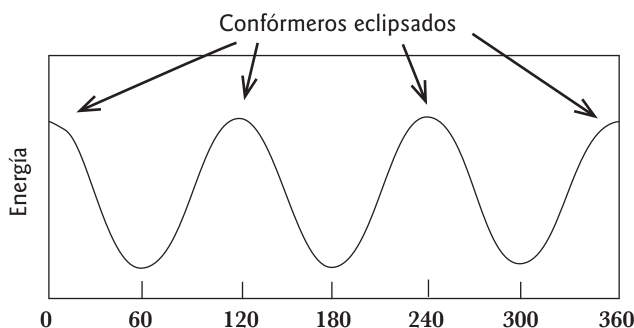
La conformación de **mínima energía**, más estable, es aquella en que los seis enlaces C-H están lo más separados posible entre sí. Vistos desde el frente en una proyección de Newman aparecen escalonados (conformación alternada).

La conformación de **máxima energía**, que es la menos estable, es aquella en que los seis enlaces C-H se hallan lo más cerca posible: están eclipsados en una proyección de Newman. Entre estos dos extremos hay una cantidad infinita de posibilidades.

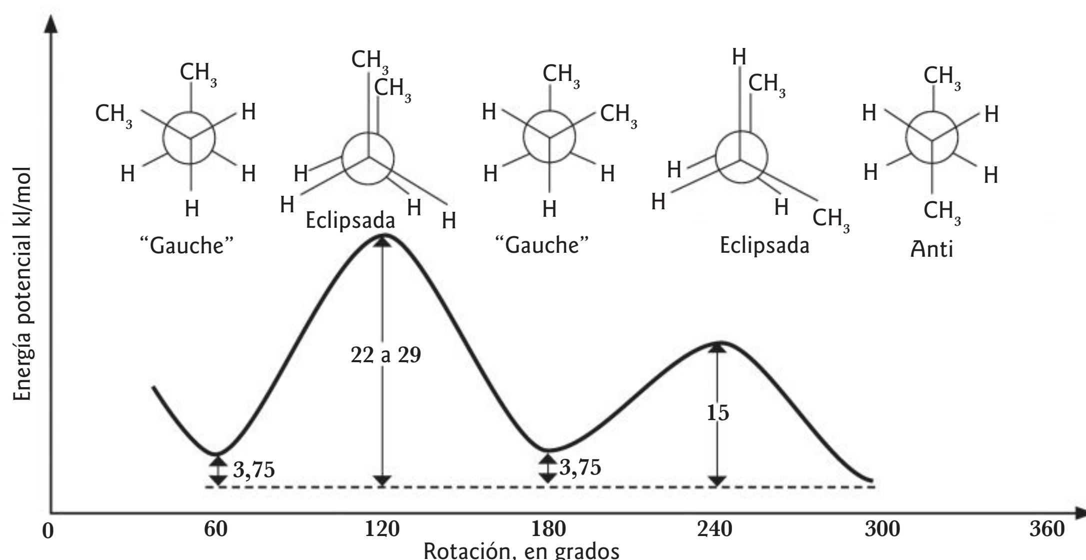
Conformación eclipsada

Conformación escalonada





La **diferencia de energía** entre las conformaciones se llama **tensión de torsión**. Dicha diferencia se debe a la pequeña repulsión entre las nubes electrónicas de los enlaces C-H, cuando se acercan en el confórmero eclipsado.

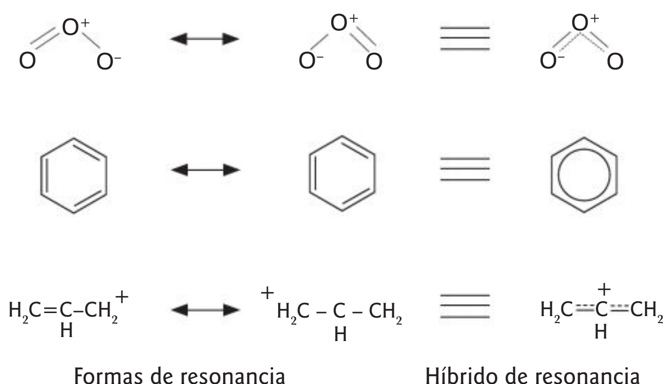


El gráfico muestra la variación de la energía en función del ángulo de rotación del enlace C2-C3 en el butano. El máximo de energía se presenta cuando dos grupos metilo se eclipsan entre ellos; el mínimo cuando están separados 180° (posición anti).

5.4 Resonancia

Resonancia (denominado también Mesomería) se utiliza predominantemente en química orgánica para representar ciertos tipos de estructuras moleculares. La resonancia consiste en la combinación lineal de estructuras de una molécula (estructuras resonantes) que no coinciden con la estructura real, pero que mediante su combinación nos acerca más a su estructura real.

A veces, una única estructura de Lewis no da una descripción adecuada de una molécula. Por lo tanto, se forma un **híbrido de resonancia**.



Los compuestos aromáticos se caracterizan por presentar resonancia.

6. Funciones orgánicas

Los **grupos funcionales** son grupos de átomos distintos del carbono, que ordenados de cierta forma bien definida, confieren propiedades particulares a los compuestos donde se presentan.

a. Alcoholes

Resultan de hidrocarburos (alcanos, alquenos o alquinos) en los cuales se ha reemplazado un H por un **OH.** Tienen fórmula general del tipo R – **OH.**

Se nombran igual que los hidrocarburos que los originan, pero con terminación **OL.**

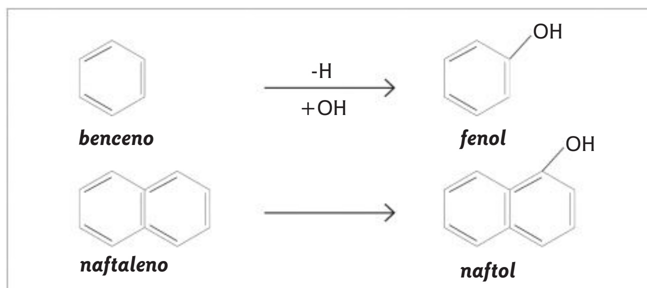
Ejemplo



b. Fenoles

Son alcoholes de compuestos aromáticos. En general, en el compuesto aromático se reemplaza un H por un **— OH**. Se nombran con terminación **OL** llevando como prefijo aquel que represente al anillo aromático.

Ejemplo



c. Aldehídos

Resultan de hidrocarburos en los cuales se ha cambiado un $— CH_3$ terminal por un grupo $—\overset{\overset{\large O}{||}}{C}— H$

Su fórmula general es R — CHO.

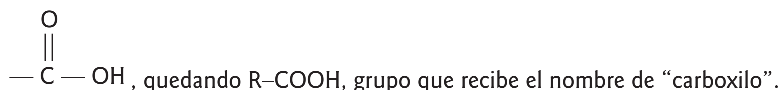
Se nombran igual que el hidrocarburo que los origina, pero con terminación **AL.**

Ejemplo:



d. Ácidos carboxílicos

Resultan de cambiar en un aldehído, el H del grupo por un grupo hidroxilo (OH).



, quedando R–COOH, grupo que recibe el nombre de "carboxilo".

Estos compuestos se nombran anteponiendo la palabra ácido y luego la cadena principal con el prefijo que les corresponde según su número de carbonos y la terminación **OICO.** Para esto, se incluye, al contar los carbonos, el que forma el grupo carboxílico.

Ejemplo:



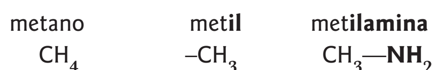
CH_3—COOH Ácido etan**oico** o Ácido acét**ico**, conocido comúnmente como vinagre.

e. Aminas

Resultan del reemplazo, en un hidrocarburo, de un H por un grupo **NH_2**. Su fórmula general es R–**NH_2**

Para nombrarlos, se usa el prefijo que corresponde según su número de carbonos terminado en IL, seguido de la palabra **AMINA.**

Ejemplo:



metano	met**il**	met**ilamina**
CH_4	$-CH_3$	CH_3—**NH_2**

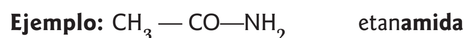
f. Amidas

Resultan al cambiar el H de un grupo aldehído, por un grupo amino (—NH_2), quedando



R — **CO** — **NH_2**

Su nombre es dado por el prefijo que indica el número de átomos de carbono incluyendo el C del grupo amida, seguido de la terminación **AMIDA.**



Ejemplo: CH_3 — CO—NH_2 etan**amida**

g. Éteres

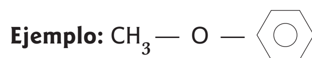
Resultan del reemplazo del H del — OH de un alcohol, por un radical cualquiera.



R — **O** — R'

Se nombran los radicales correspondientes (R y R') en orden alfabético, seguido de la palabra **ÉTER.** Los enlaces en torno al oxígeno son simples.

Ejemplo:



Fenilmetiléter

h. Cetonas

Resultan del reemplazo del H de un aldehído, por un radical cualquiera.



Se nombran siguiendo la misma regla de los éteres, seguidos de la palabra **CETONA.**

El grupo —C(=O)— se llama **"carbonilo".**

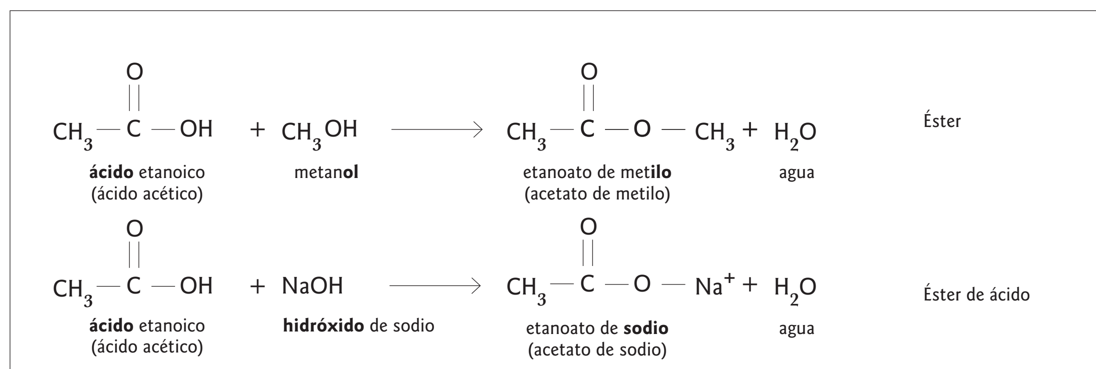
Ejemplo: CH_3 — CO — CH_3 dimetil**cetona**

i. Ésteres

Resultan del reemplazo del H de un ácido carboxílico, por un radical cualquiera.



Se nombran haciendo terminar el ácido en **ATO** y el radical en **ILO.** ..**ATO** DE...**ILO**



Cuadro resumen compuestos orgánicos:

Clase de compuesto	*Estructura general*	*Grupo funcional*	*Ejemplo*	
Alcanos	$R-H$	No hay	$CH_3-CH_2-CH_3$	Propano
Alquenos	$(H)R$, $R(H)$ $\diagdown\diagup$ $C=C$ $\diagup\diagdown$ $(H)R$, $R(H)$	$>C=C<$	$CH_2=CH_2$	Eteno
Alquinos	$(H)R-C\equiv C-R(H)$	$-C\equiv C-$	$CH_3C\equiv CH$	Propino
Haloalcanos	$R-X$ (X:F,Cl,Br,I)	$-X$	CH_3Cl	Clorometano
Compuestos aromáticos	Anillo bencénico con seis sustituyentes R(H)		CH_3 (sobre anillo bencénico) Metilbenceno o tolueno	
Alcoholes	$R-OH$	$-OH$	CH_3CH_2OH	Etanol
Éteres	$R-O-R'$	$-O-$	$CH_3CH_2-O-CH_3$	Etilmetiléter
Aldehídos	$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$	$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$	Etanal
Cetonas	$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R'$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-$	$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$	Propanona
Ácidos carboxílicos	$(H)R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$	$CH_3-CH_2-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$	Ácido propanoico
Ésteres	$(H)R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OR'$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O$	$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OCH_3$	Etanoato de metilo
Amidas	$(H)R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$	$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$	Etanamida
Aminas	$R-\underset{R''(H)}{\underset{\|}{N}}-R'(H)$	$-\underset{\|}{N}-$	$CH_3-\underset{CH_3}{\underset{\|}{N}}-CH_3$	Trimetilamina

7. Macromoléculas

7.1 Hidratos de carbono (azúcares)

Estas moléculas están formadas por **unidades elementales denominadas monosacáridos. Presentan como fórmula general $C_nH_{2n}O_n$.** Desde el punto de vista químico, los monosacáridos corresponden a aldehídos o cetonas de 3 a 8 átomos de carbono, con varios grupos hidroxilos (-OH).

Los hidratos de carbono que tienen más de 5 átomos de carbono forman ciclos y éstos, a su vez, se unen entre sí para formar **disacáridos** (como el azúcar de mesa o sacarosa), **trisacáridos,** y así sucesivamente hasta llegar a formar **polisacáridos** como la celulosa ($[glucosa]_n$). El enlace químico que une dos o más monosacáridos se denomina **enlace glucosídico.**

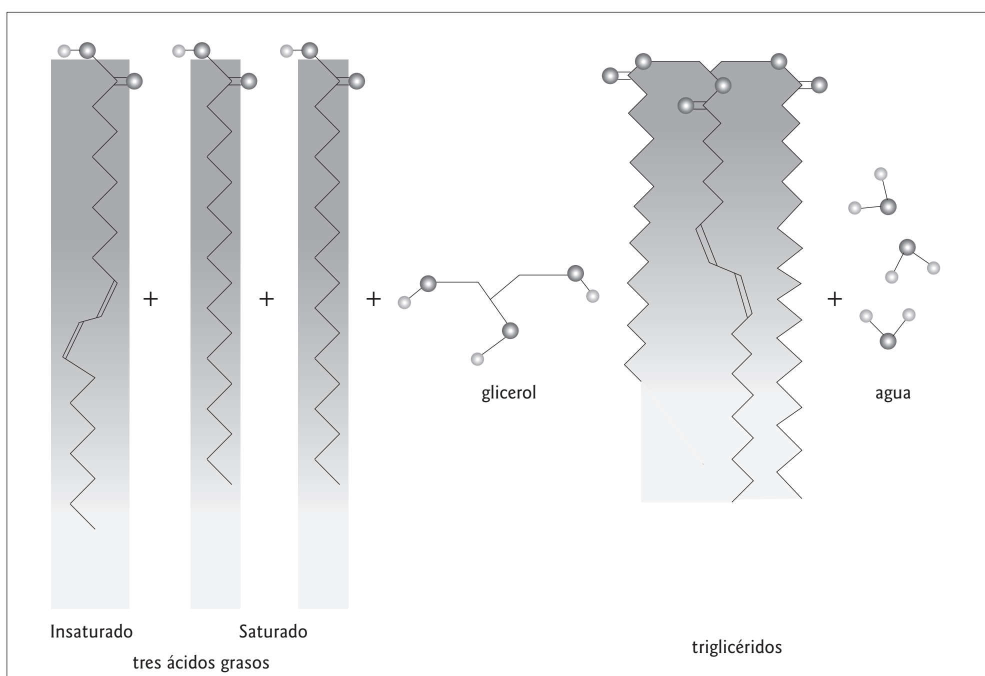
Los hidratos de carbono presentan funciones energéticas, puesto que gracias al metabolismo de los glúcidos la célula obtiene la energía necesaria para su funcionamiento. Otra función destacable de los carbohidratos es su función estructural, ya que forman parte del exoesqueleto de los insectos (quitina) y son constituyentes de la pared celular en los vegetales (celulosa).

7.2 Lípidos

Los lípidos, en su mayoría, están formados por **C**, **H** y **O**. Son compuestos muy abundantes en la naturaleza y químicamente diversos. Uno de los tipos principales son los triglicéridos, que corresponden químicamente a triésteres de ácidos grasos saturados (ácidos carboxílicos conformados por largas cadenas de C con enlaces simples de C - C) o de ácidos grasos insaturados (moléculas con enlaces dobles o triples de C - C).

Si los triglicéridos son líquidos (ácidos grasos insaturados), se les denomina aceites y si son sólidos (ácidos grasos saturados), se les llama grasas.

Los lípidos constituyen la principal reserva energética del organismo, puesto que contienen más del doble de energía por gramo que los hidratos de carbono; también presentan **función estructural,** ya que forman parte de las membranas celulares y son constituyentes de vitaminas y hormonas.





Ojo con

Cuando en una misma cadena carbonada se encuentra el grupo *amino* (-NH_2) y el grupo *carboxilo* (-COOH), este último tiene preferencia sobre el primero, de modo que la sustancia se nombra como un ácido que tiene un sustituyente amino.

Estas sustancias son los constituyentes básicos de las proteínas y se denominan genéricamente *aminoácidos*.

7.3 Proteínas

Son macromoléculas constituidas principalmente por **C, H, O, S y N,** átomos que forman los **aminoácidos** o unidades proteicas fundamentales. De su nombre se deduce que estas moléculas sencillas tienen en su estructura los grupos funcionales **amina** (NH_2) y ácido carboxílico (–COOH).

Los aminoácidos se unen entre sí para formar **polipéptidos.** Así, cuando el peso molecular del polipéptido es superior a los 5.000 g/mol estamos frente a una **proteína.** El enlace que caracteriza la unión de dos aminoácidos se denomina **enlace peptídico** y es de tipo amida.

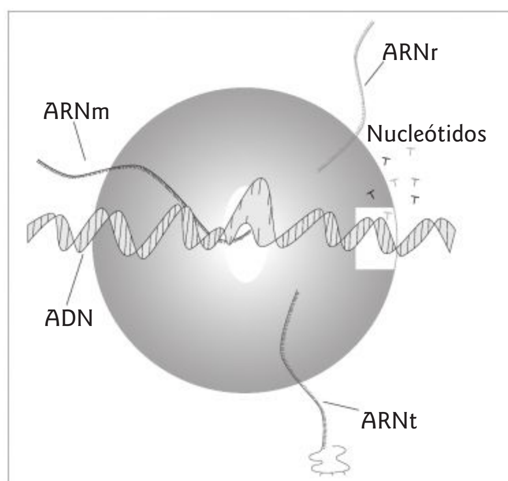
Las proteínas presentan funciones **estructurales,** ya que son constituyentes del colágeno, músculo, citoesqueleto, entre otros; funciones de **transporte,** ya que forman parte de la hemoglobina; funciones **enzimática** y de **defensa del organismo,** al formar los anticuerpos.

7.4 Ácidos nucleicos

Son macromoléculas que reciben este nombre por tener grupos ácidos (ácido fosfórico) y por haberse descubierto en el núcleo de la célula. Están formados por **C, H, O, N y P**, átomos que forman los **nucleótidos** o monómeros de los ácidos nucleicos.

Los ácidos nucleicos están constituidos por **grupos fosfato, azúcares de 5 carbonos** (tales como la ribosa y la desoxirribosa) y 5 tipos de bases nitrogenadas: **adenina, guanina, timina, citosina y uracilo.**

Según sea el azúcar y las bases nitrogenadas presentes en la estructura del ácido nucleico, se van a distinguir dos tipos: ácido desoxirribonucleico (ADN) y ácido ribonucleico (ARN), encargados de transmitir el código genético (ADN) y de descifrar la información genética (ARN).



8. *Uso actual de los compuestos orgánicos*

a. Haluros

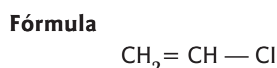
- **Bromuro de Etilo:** este compuesto es muy usado por los futbolistas, pues congela a baja temperatura, por lo que al ser aplicado sobre una contusión, adormece o anestesia por congelamiento.

  Fórmula $CH_3—\quad _2—$



- **Cloruro de vinilo:** este compuesto tiene inmensa importancia en la industria química, pues con él se obtiene el polímero policloruro de vinilo (PVC), con el que se fabrica la mayoría de los plásticos rígidos transparentes, como los vasos y envases plásticos.

  Fórmula

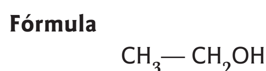


$CH_2= CH — Cl$

b. Alcoholes

- **Etanol:** este compuesto es el alcohol etílico, el que se encuentra en cualquier bebida alcohólica y es el responsable, cuando se bebe en exceso, de provocar la pérdida del equilibrio y del conocimiento, en casos extremos.

  Fórmula



$CH_3— CH_2OH$

- **Metanol:** este compuesto es el alcohol que se obtiene de la destilación de la madera. Se utiliza como disolvente, combustible y en perfumería.

  Fórmula

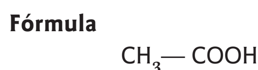


$CH_3— OH$

c. Ácidos carboxílicos

- **Ácido acético o Ácido etanoico:** este compuesto se conoce con el nombre de "Vinagre", que es lo que comúnmente se usa sobre las ensaladas o comidas, en algunos casos.

  Fórmula

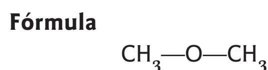


$CH_3— COOH$

d. Éter

- **Dimetil éter:** este compuesto volátil de bajo punto de ebullición y propiedades anestésicas, como todos los éteres, es conocido vulgarmente como éter. Fue usado antiguamente en operaciones médicas.

  Fórmula

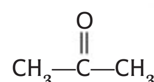


$CH_3—O—CH_3$

e. Cetonas

- **Dimetil cetona:** este compuesto es muy inflamable. Se utiliza en la fabricación de barnices, es muy común en cosmética como solvente del esmalte de las uñas. Se lo conoce vulgarmente como acetona.

Fórmula



$$CH_3-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$$

f. Ésteres

En general se usan como disolventes y poseen olor a frutas, pero químicamente no son compuestos aromáticos.

g. Aminas

Poseen considerable importancia biológica, pues de ellas derivan los aminoácidos, fundamentales en la síntesis de proteínas. Son parte de enzimas y moléculas que dan origen a la vida propiamente tal.



Benceno

h. Compuestos aromáticos

El benceno se utiliza en la industria como punto de partida para preparar numerosos derivados tales como tolueno, anilina, estireno, ácido benzoico, aspirina, fenol y muchos otros. Se usó como disolvente del adhesivo comercial conocido como Agorex, pero se sustituyó por tolueno (su toxicidad es muy inferior a la del benceno), pues el benceno es cancerígeno.

i. Compuestos de uso doméstico

Los compuestos orgánicos son parte de la vida cotidiana de las personas, es así que se encuentran tanto en artículos de limpieza, medicamentos como en productos de belleza, dentro de los cuales se pueden mencionar:

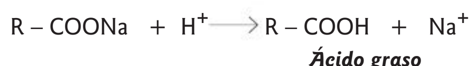


- **Jabón:** en la actualidad el jabón, formado generalmente por sales de sodio y potasio de distintos ácidos grasos, se fabrica en grandes calderas de acero donde se calientan las grasas fundidas por vapor de agua mientras se agitan continuamente. De forma gradual, se añade una disolución de hidróxido o carbonato.

  Una vez lograda la saponificación de las grasas, se añade una disolución concentrada de cloruro de sodio o potasio, separándose el jabón que flota en la superficie, mientras se extrae desde el fondo la glicerina. Posteriormente, el jabón se somete a diversas operaciones de lavado y ebullición en disolución alcalina y se procede a su refinado y acabado.

El jabón tiene ventajas por sobre los detergentes, es así que es más barato, atóxico, fabricado a partir de materias primas renovables (aceites y grasas) y es biodegradable, o sea que una vez consumido es destruido por los microorganismos existentes en el agua, que de este modo no contamina el agua. El jabón sólo presenta problemas en dos situaciones:

- Cuando el agua utilizada tiene carácter ácido:



Esta reacción libera el ácido graso, que forma la grasa observada en los tanques, recipientes o tinas de baño.

- Cuando el agua usada es dura, es decir, un agua que contiene cationes metálicos, especialmente Ca^{+2} y Mg^{+2}, se tiene



Las sales de calcio y/o magnesio de los ácidos grasos son insolubles y forman costras en los tanques, cañerías y tinas de baño.

- **Detergentes:** en 1930 comenzaron a fabricarse en Alemania unas sustancias que reemplazaron a los jabones, éstos eran los detergentes. Su fabricación fue debido a la escasez de aceites y grasas que existía durante la segunda guerra mundial. Estos productos basan su acción limpiadora en la presencia de los grupos sulfonatos, sulfatos o fosfatos en lugar de los grupos carboxilatos propios del jabón. La acción sobre la grasa es semejante en detergentes y en jabones. Las gotitas de grasa de la suciedad, se rodean por una capa de moléculas de detergente. Así que mientras el extremo polar hidrófilo de éstas se introduce en el agua, el radical hidrocarbonado no polar de la molécula se adhiere a la grasa. De este modo, las gotas de grasa pueden ser arrastradas y liberadas del sustrato al que están adheridas, tales como la ropa o la piel.

  La ventaja de los detergentes es que no forman precipitados con los iones del agua dura, por lo que no producen los depósitos típicos del jabón. Sin embargo, hoy sabemos que no es aconsejable el uso de ciertos detergentes. Algunos, una vez vertidos en las aguas residuales, impiden la oxigenación de éstas, deteriorando la vida acuática. Otros producen cantidad excesiva de espumas que no pueden ser descompuestas por bacterias. Decimos que estos detergentes **no son biodegradables.**

- **Cremas dentales:** son productos que contienen detergente por ejemplo el dodecilsulfato de sodio ($CH_3(CH_2)_{11}OSO_3Na$) y un abrasivo que es el carbonato de calcio ($CaCO_3$), también puede presentar glicerina, goma de celulosa, fluoruros y sabor artificial.



- **Shampoo para el cabello:** contiene detergente, alcohol oleico que actúa como acondicionador, alginato de sodio, que actúa como espesador, alcohol común y perfumes entre otras cosas.

- **Cremas para la piel:** son productos que contienen cera de abeja, aceite de almendras, aceites minerales, vaselina, lecitina, lanolina y perfume, etc.

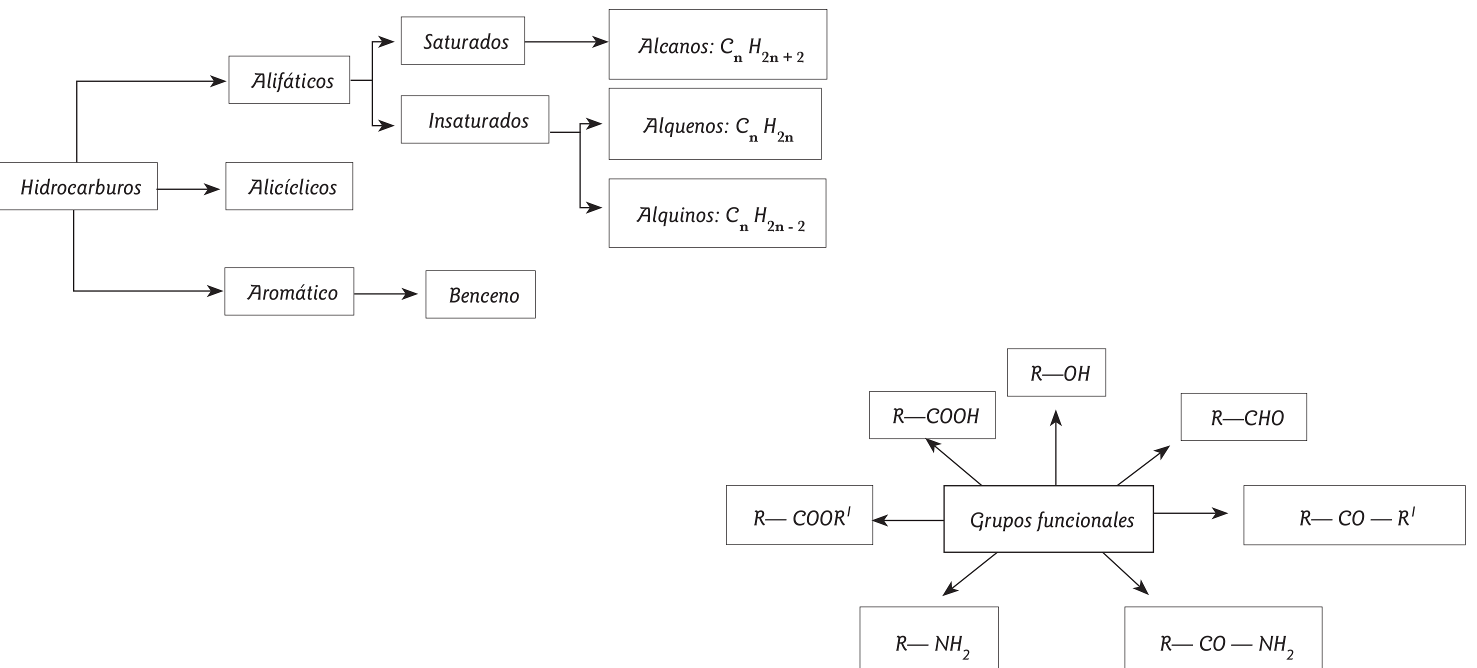
- **Lápices labiales:** contienen en general cera de abeja, cera de carnauba, alcohol cetilito ($C_{16}H_{33}OH$), siliconas, colorantes y perfumes.

- **Explosivos:** la evolución de la química orgánica trajo el

nacimiento de muchas industrias importantes, un ejemplo de esto es la fabricación de los explosivos orgánicos. Se considera explosivo a toda sustancia capaz de descomponerse rápidamente, con expansión súbita de gases y una gran liberación de energía. Desde el punto de vista químico, es interesante notar que la gran mayoría de los explosivos modernos son sustancias orgánicas que contienen nitrógeno en su estructura. Los principales explosivos orgánicos son la **nitroglicerina** y el **trinitrotolueno** (TNT).

Grupos funcionales de importancia biológica			
Nombre	***Fórmula***	***Sufijo***	***Producto que lo contiene***
Ácido carboxílico	$R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$ (RCO_2H)	—oico	Vinagre
Éster	$R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OR_1$ (RCO_2R_1)	—oato de R_1	Aroma de plátano
Amida	$R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-NH_2$ ($RCONH_2$)	—amida	Proteínas del huevo
Aldehído	$R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$ ($RCHO$)	—al	Aroma de las almendras
Cetona	$R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-R_1$	—ona	Acetona
Alcohol	$R-OH$	—ol	Bebidas alcohólicas
Amina	$R-NH_2$	R —amina	Olor a la descomposición
Eter	$R-O-R_1$	R —eter	Perfumes
Alqueno	$\frac{R}{R}\!>C=C<\!\frac{R}{R}$	—eno	Aroma a limón
Alquino	$R-C\equiv C-R$	—ino	Acetileno
Haluro	–F, –Cl, –Br, –I	—según halógeno	Cloroformo

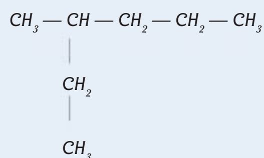
Esquema de síntesis



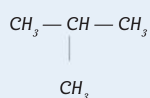


Actividades

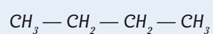
1. *Nombre los siguientes compuestos*



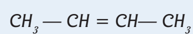
____



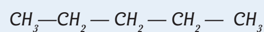
2. *Nombre los siguientes compuestos:*



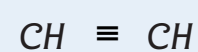
____



____



____



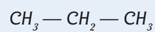
____



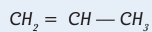
____



____



____



____

3. *Escriba la fórmula química de los siguientes compuestos:*

Metano
Eteno
2-Pentino
Propanol
Dimetiléter
Benceno
Ácido acético
Ácido fórmico
Acetato de sodio
Metanol
Heptilamina
Propanamida
Fenilamina
2-Buteno

Capítulo 6

Reacciones en química orgánica

Aprendizajes Esperados

- Conocer los principales tipos de reacciones orgánicas.
- Establecer comparaciones entre reacciones similares sobre distintos grupos moleculares.
- Comprender los factores que afectan la reactividad de los compuestos orgánicos.

Las reacciones químicas llevadas a cabo por compuestos orgánicos se definen como reacciones orgánicas. Estos compuestos, al reaccionar, pueden descomponerse en moléculas inorgánicas, unirse a otras sustancias generando estructuras más complejas, o transformar sus grupos funcionales, permitiendo la aparición de nuevas propiedades. Las reacciones orgánicas son diversas y sus mecanismos pueden resultar complejos, pero su estudio ha llevado a establecer ciertos patrones de reactividad que permiten realizar generalizaciones y predicciones basadas en las propiedades de los compuestos involucrados.

1. Reactividad orgánica

Las reacciones orgánicas dependen de las propiedades químicas de los compuestos orgánicos involucrados, así como también de los compuestos inorgánicos que puedan participar en la reacción. Así, encontraremos que los distintos tipos de compuestos orgánicos presentan reacciones características y podremos esperar reacciones distintas, por ejemplo, para compuestos alifáticos que para aromáticos o para compuestos saturados que para insaturados.

1.1 Factores que afectan la reactividad de los compuestos orgánicos

El análisis de los factores que afectan la reactividad de los compuestos orgánicos ha llevado a realizar ciertas generalizaciones que permiten predecir la probabilidad de que un determinado compuesto reaccione con otro. Así, es posible establecer que muchas reacciones orgánicas ocurren en sitios especiales de reactividad asociados a la presencia de **grupos funcionales**. Esto puede deberse a que dicho sitio presenta **alta densidad electrónica** (doble o triple enlace) o una **fracción de carga positiva** en el átomo de carbono (por ejemplo, C–Cl, C=O o C≡N). La disposición espacial de los átomos en estos grupos funcionales también influirá sobre la reactividad de los compuestos orgánicos, determinando el llamado **efecto estérico**.

1.1.1 Efectos estéricos

La estructura tridimensional de los compuestos orgánicos y su capacidad de giro influyen sobre su reactividad. El efecto ejercido por el volumen que ocupan los átomos de un compuesto se denomina efecto estérico y en general, a mayor volumen, el compuesto es más estable y su reactividad es menor.

La presencia de grupos voluminosos puede causar un retraso o impedimento en la reacción, lo que se denomina **impedimento estérico**.

1.1.2 Efectos electrónicos

Se relacionan con desplazamientos electrónicos e incluyen el efecto inductivo, la resonancia o efecto mesomérico y la hiperconjugación.

a. Efecto inductivo

Corresponde a un desplazamiento parcial del par electrónico de un enlace simple hacia el átomo más electronegativo, provocando fracciones de carga. Este efecto se transmite a enlaces adyacentes a lo largo de la cadena, aunque cada vez más débilmente.

Los grupos que producen efecto inductivo se pueden clasificar en aquellos que aportan electrones (+I) y grupos que retiran electrones (-I).

b. Efecto mesomérico o resonancia

Corresponde a un desplazamiento de un par de electrones π de un doble o triple enlace hacia uno de los átomos, por la presencia de pares electrónicos cercanos. Se produce por la interacción entre dos enlaces π o entre un enlace π y un par de electrones libres. Esto hace posible que los electrones se deslocalicen y se genere polaridad en la molécula.

Existen dos tipos de efectos mesómeros:

- **+M**: se produce cuando un átomo unido al carbono cede electrones sin compartir, formándose un doble enlace.
- **–M**: se produce cuando un átomo unido al carbono captura un par de electrones de un doble o triple enlace.



Efecto –M



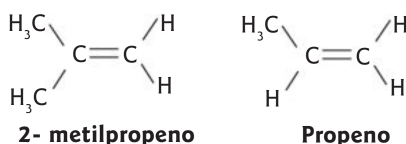
Efecto +M

El efecto mesomérico puede visualizarse dibujando varias estructuras de Lewis alternativas, conocidas como **formas de resonancia**. Sin embargo, se debe recordar que la estructura real de la molécula no corresponde a ninguna de ellas ni tampoco está dada por la alternancia entre estructuras resonantes diferentes, sino que se trata de una estructura intermedia, distinta a cualquiera de ellas, denominada **híbrido de resonancia** (ver capítulo 5, sección 5.4).

En general, a mayor número de estructuras resonantes, mayor es la estabilidad.

c. Hiperconjugación

Corresponde a la estabilización de dobles enlaces, carbocationes y radicales libres, por la presencia de enlaces C-H adyacentes. Esto se debe a la interacción de un orbital p vacío (carbocationes) o parcialmente lleno (radicales libres) o de un orbital π (doble enlace), con un orbital σ adyacente. Así, por efecto de la hiperconjugación, el 2-metilpropeno es más estable que el propeno, debido a la presencia de mayor número de enlaces C-H alrededor del doble enlace.

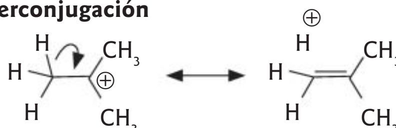


Este fenómeno tiene cierto parecido a la resonancia, pero a diferencia de esta, en este caso se trata de una deslocalización de electrones σ.

Resonancia



Hiperconjugación



En general, a mayor grado de sustitución, aumenta la estabilidad de un carbocatión, radical libre o doble enlace.

2. Tipos de ruptura de enlaces covalentes

Toda reacción química, orgánica o inorgánica, implica la ruptura de ciertos enlaces y la formación de otros. Las reacciones orgánicas se pueden clasificar en **homolíticas** y **heterolíticas**, de acuerdo a la forma en que estos enlaces se rompen.

Cuando un enlace se ha roto y aún no se ha formado el nuevo enlace, aparece una especie muy reactiva y de corta vida media, llamada **intermedio de reacción**, cuya naturaleza dependerá del tipo de ruptura.

A continuación se presentan los dos tipos principales de ruptura de enlaces covalentes con sus respectivos intermedios de reacción.

2.1 Ruptura homolítica

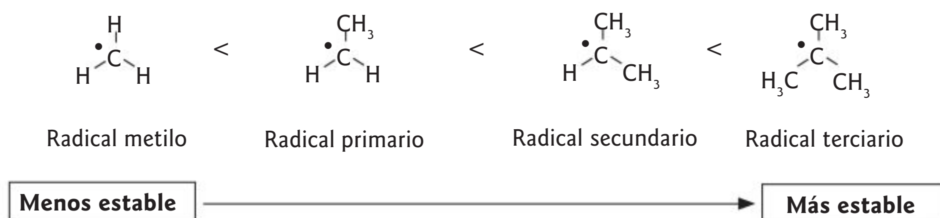
Se produce cuando se rompe un enlace de modo simétrico, de tal forma que cada uno de los átomos que lo forman se queda con uno de los electrones de enlace, generándose intermedios denominados **radicales libres**. Suele producirse en presencia de luz UV, pues requiere un alto aporte de energía.



La flecha indica el movimiento de **1** electrón hacia cada átomo.

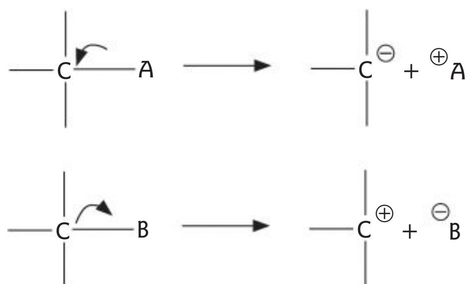
Radicales libres

Se originan en reacciones de **ruptura homolítica**. Son especies eléctricamente **neutras**, con un átomo de carbono trivalente que tiene un **electrón no compartido** en su orbital p. Presentan hibridación sp^2 en este átomo de carbono deficiente en electrones y tienen geometría plana. Los grupos alquilo sustituyentes ceden densidad electrónica por **efecto inductivo**. Como los radicales libres son especies **deficientes en electrones**, las cadenas alquílicas sustituyentes los estabilizan de modo que al aumentar el grado de sustitución, se incrementa la estabilidad de los radicales por efecto de la hiperconjugación.



2.2 Ruptura heterolítica

Se produce cuando el enlace se rompe de manera asimétrica, de modo que los dos electrones de enlace permanecen con uno de los átomos que lo formaban. Este tipo de ruptura es el más habitual y se da cuando los átomos presentan diferencias de electronegatividad, quedando con carga negativa el elemento más electronegativo y con carga positiva el menos electronegativo. Así, se producen dos tipos de intermedios en rupturas heterolíticas: **carbaniones** y **carbocationes**.

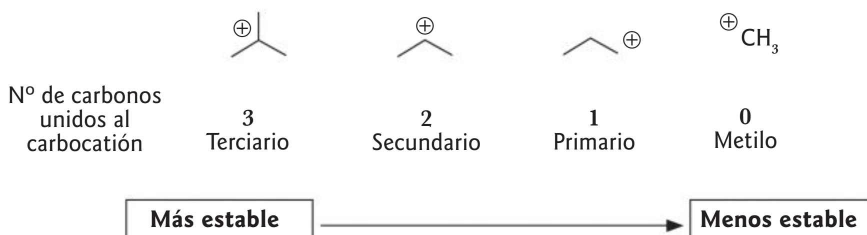


La flecha indica el movimiento del par de electrones hacia el átomo más electronegativo.

Carbocationes

Un carbocatión es una especie que porta una **carga positiva** alrededor del átomo de carbono, el cual forma tres enlaces. Se generan en reacciones de **ruptura heterolítica** y tienen hibridación sp^2, con un orbital p vacío. Por lo tanto, presentan ángulos de enlace de 120° y geometría trigonal plana.

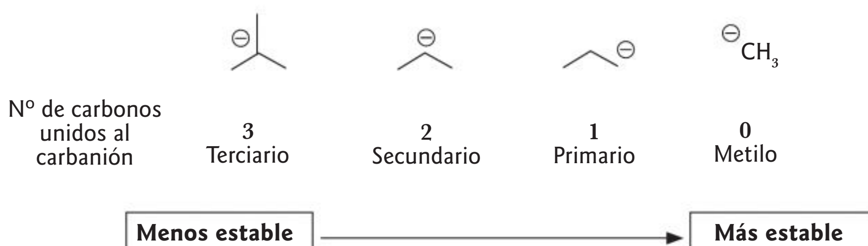
Al igual que en los radicales libres, la estabilidad de los carbocationes aumenta con su grado de sustitución, debido al **efecto inductivo** e hiperconjugación que ejercen las cadenas alifáticas sobre el centro carbocatiónico.



Carbaniones

Son especies con una **carga negativa** alrededor del átomo de carbono; tienen tres enlaces y un par de electrones libres, totalizando 8 electrones. Se producen por **ruptura heterolítica**, tienen hibridación sp^3 y geometría piramidal trigonal.

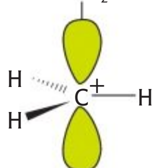
Como se mencionó para el caso de los carbocationes y radicales, los grupos alquilo sustituyentes ceden densidad electrónica por efecto inductivo. En el caso de los carbaniones, esto aumenta la inestabilidad, por lo que estas especies son más estables cuanto menos sustituidas sean.



Menos estable → **Más estable**

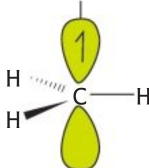
Los **radicales libres**, los **carbocationes** y los **carbaniones** se forman a lo largo del transcurso de una reacción y son **intermediarios**, pues siguen reaccionando sin aparecer en la reacción global.

Orbital $2p_z$ vacío



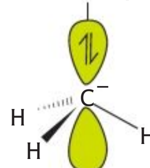
Catión metilo

Orbital $2p_z$ semilleno



Radical metilo

Orbital híbrido sp^3 lleno



Anión metilo

3. Tipos de reactivos

Las reacciones químicas orgánicas se pueden clasificar también de acuerdo a la naturaleza del reactivo atacante. Según esto, se pueden definir dos tipos de reactivos: **nucleófilos y electrófilos**.

3.1 Nucleófilos

Tienen uno o más pares de electrones libres, por lo que se ven fuertemente atraídos hacia zonas de otra molécula con deficiencia de electrones. Puede tratarse de especies con carga negativa o con pares de electrones libres, por ejemplo, Br^-, Cl^-, OH^-, NH_3, $R\text{-}COO^-$, R-C≡N, $R\text{-}NH_2$, H_2O, $R\text{-}O^-$, R-OH.

3.2 Electrófilos

Tienen orbitales externos vacíos, por lo que se ven fuertemente atraídos hacia zonas ricas en electrones presentes en otros compuestos, como dobles o triples enlaces. Puede tratarse de especies con carga positiva o que no cumplen la regla del octeto, por ejemplo, H^+, $NO_2^{\ +}$, NO^+, BF_3, $AlCl_3$, cationes metálicos (Na^+, Ca^{2+}, etc.), R_3C^+, SO_3, CH_3Cl, $CH_3–CH_2Cl$, o halógenos (Cl_2 , Br_2, etc.).

Nucleófilos	Electrófilos
HO^-	H^+
RO^-	X^+
$N\equiv C^-$	NO_2^+
X^-	BF_3
ROH	$AlCl_3$
R_3N	NO^+
H_2O	SO_3

Uno de los principales **atractores de electrófilos** se asocia a los **enlaces tipo** π presentes en alquenos, alquinos y compuestos aromáticos. Recordemos que estos enlaces se caracterizan por presentar una menor estabilidad, por lo que al momento de romper un doble o triple enlace, son los enlaces π los que proporcionan los electrones para recibir a los nuevos compuestos.

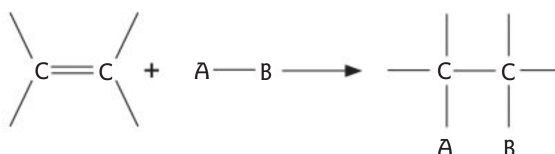
4. Principales tipos de reacciones orgánicas

La gran diversidad de reacciones químicas orgánicas se puede dividir en cuatro grandes tipos, basado solamente en la transformación estructural que experimentan las moléculas reactantes. Estas cuatro categorías son:

- Adición
- Eliminación
- Sustitución
- Transposición

4.1 Reacciones de adición

En este tipo de reacciones se agregan dos átomos o grupos de átomos en los extremos de un doble enlace, el que se rompe, como muestra el siguiente esquema general de una reacción de esta clase.



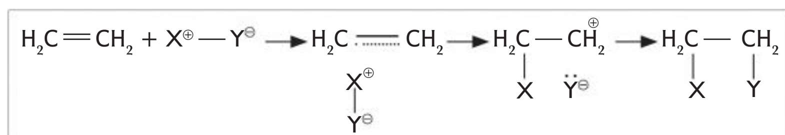
Por lo tanto, en este tipo de reacción aumenta el número de enlaces σ, usualmente a expensas de uno o más enlaces π.

En las reacciones de adición se genera un producto a partir de dos reactantes, sin subproductos.

Dependiendo del tipo de reactivo que ataque a la molécula, se pueden definir dos clases de adición.

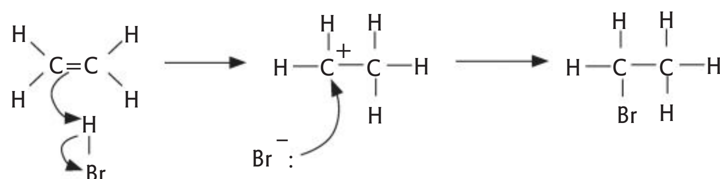
4.1.1 Adición electrofílica

Ocurre cuando un grupo electrófilo se asocia a una molécula ya existente con un enlace π disponible, fenómeno generalmente apreciable en **alquenos y alquinos**.



En la figura se observa una reacción de este tipo, donde los electrones presentes en el enlace π se traspasan a la sustancia con carga positiva X^+ (electrófilo), formando un **enlace electrófilo-carbono**. La formación del nuevo enlace rompe el enlace π de forma heterolítica, formando un **carbocatión**. La sustancia Y retiene los electrones del enlace X-Y (ruptura heterolítica), quedado con carga negativa. Debido a esto, Y^- (nucleófilo) es atraído por el carbono deficiente en electrones que ha perdido el enlace π, generándose una segunda unión a la cadena orgánica.

Un ejemplo de adición electrofílica es la **adición de haluro de hidrógeno** (HX) a un alqueno, que ocurre de acuerdo al siguiente mecanismo:



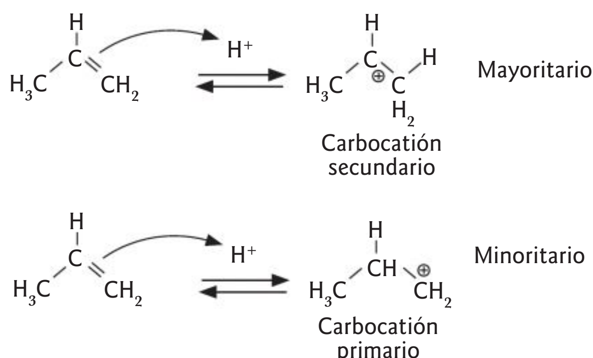
La adición electrofílica es característica de los **compuestos insaturados** (alquenos, cicloalquenos, alquinos y cicloalquinos) debido a la mayor reactividad de los enlaces π, en comparación con los enlaces σ, que son más fuertes y difíciles de romper. Existe una variedad de reacciones de este tipo en los compuestos insaturados, dependiendo del reactivo adicionado. Algunas de las reacciones de **adición a alquenos** más importantes se muestran en la siguiente tabla.

Tipos de adición a alquenos

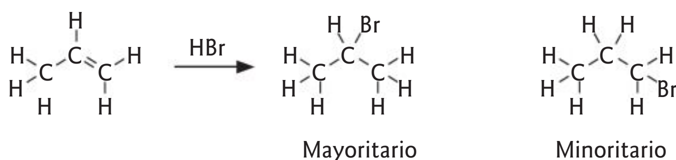
C=C —Tipo de adición / Elementos agregados→ Producto	Ejemplo
Hidratación [H_2O] → –C(H)–C(OH)–	$CH_2 = CH - CH_3 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3 - CHOH - CH_3$
Hidrogenación [H_2] → –C(H)–C(H)–	$CH_2 = CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pd} CH_3 - CH_3$
Adición de halógeno X_2 → –C(X)–C(X)–	$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2 + Cl_2 \xrightarrow{CCl_4} CH_3 - CH_2 - CH(Cl) - CH_2(Cl)$
Adición de haluro de H [HX] → –C(H)–C(X)–	$CH_3 - C(CH_3) = CH - CH_3 + HCl \longrightarrow CH_3 - C(Cl)(CH_3) - CH_2 - CH_3$

En general, las reacciones de adición electrofílica siguen la **regla de Markovnikov**, que señala que la parte positiva (electrófilo) del reactivo se adiciona mayormente en el átomo de carbono con mayor número de hidrógenos. Esta regla se puede verificar cuando se adiciona un compuesto asimétrico, por ejemplo, en la adición de haluros de hidrógeno o en la hidratación.

La regla de Markovnikov se basa en la **estabilidad de los carbocationes**: cuando el electrófilo se agrega al carbono menos sustituido, se produce el carbocatión más estable. Por ejemplo, en la siguiente imagen, el hidrógeno (electrófilo) se une preferentemente al carbono 1, generando mayoritariamente el carbocatión secundario, que es más estable que el primario (ver sección 2.2).

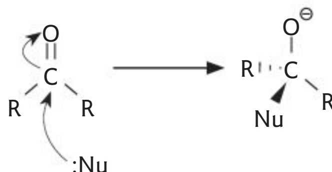


Así, en la reacción entre propeno y HBr se obtendrá mayoritariamente 2-bromopropano como producto.

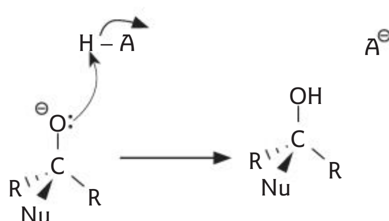


4.1.2 Adición nucleofílica

Son reacciones en que un enlace π se elimina al agregarse un nucleófilo. Se da en grupos funcionales con **dobles enlaces fuertemente polarizados**, por ejemplo, el grupo carbonilo (C=O) y el grupo nitrilo (C≡N). En estos enlaces, el carbono soporta una carga parcial positiva, por lo que es susceptible de un ataque por parte de un nucleófilo (Nu).

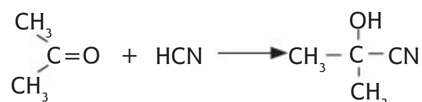


En la figura anterior, el oxígeno queda con una carga negativa, por lo que puede actuar como un nucleófilo. Típicamente, atrae un protón (H^+), formándose un alcohol.



Un ejemplo de este tipo de reacciones es la adición de cianuro de hidrógeno (HCN) a **aldehídos** y **cetonas.**

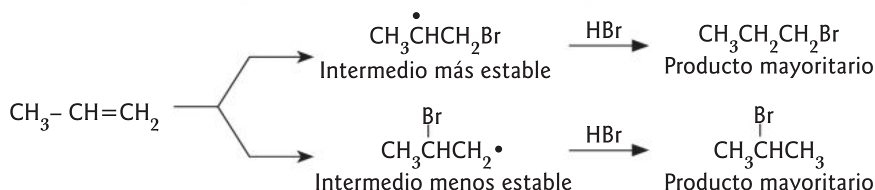




La reactividad relativa de un compuesto frente a un nucleófilo se puede atribuir, en parte, a la magnitud de la carga parcial positiva que soporta el átomo de carbono en el enlace. Mientras mayor sea esta, más reactivo será el compuesto. Así, por ejemplo, los **aldehídos** son en general más reactivos frente a nucleófilos que las **cetonas**.

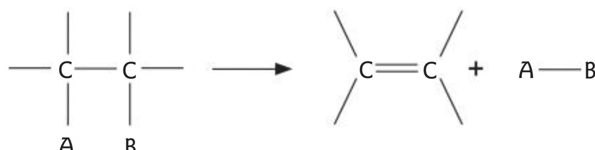
4.1.3 Adición radicalaria

Algunas reacciones de adición a alquenos pueden tener lugar mediante un mecanismo radicalario, es decir, mediante la formación de un **radical libre** como intermediario, formándose el producto denominado **antiMarkovnikov**, puesto que a diferencia del producto de la adición electrófila, no sigue esta regla.

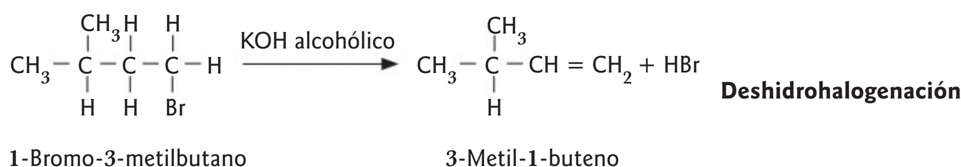


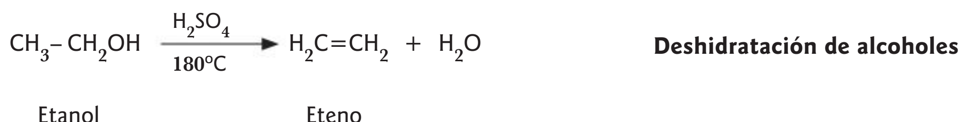
4.2 Reacciones de eliminación

Consisten en la pérdida de un átomo o grupo de átomos de una molécula, con formación de un enlace múltiple o de un anillo. Por lo tanto, en este tipo de reacción disminuye el número de enlaces σ y suelen formarse nuevos enlaces π.

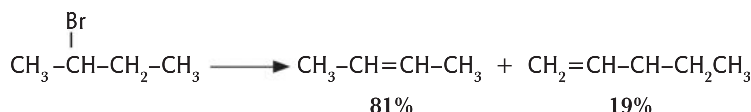


Ejemplos de este tipo de reacción son la **deshidrohalogenación de halogenuros de alquilo** y la **deshidratación de alcoholes**.





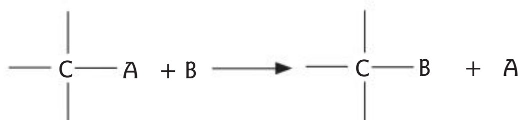
En general, las reacciones de eliminación siguen la **regla de Saytzeff**, que establece que el hidrógeno sale del carbono adyacente al grupo funcional que tiene menos hidrógeno. Por ejemplo, en la siguiente reacción de deshidrohalogenación es posible formar dos productos, 2-buteno y 1-buteno, dependiendo de si se elimina el hidrógeno del carbono 1 o del carbono 3:



De acuerdo a la regla de Saytzeff, el producto mayoritario es aquel que se forma al eliminarse el hidrógeno del carbono 3, pues este está unido a menor número de átomos de hidrógeno. Así, en la reacción se forma preferentemente 2-buteno.

4.3 Reacciones de sustitución

En este tipo de reacciones un átomo o grupo de átomos es reemplazado por otro, como se muestra en la siguiente ecuación general.

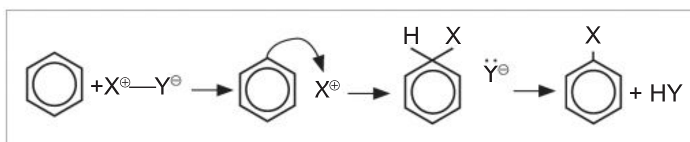


En este caso, el átomo o grupo de átomos representado por A se denomina grupo saliente y podemos observar que en este tipo de reacción el número de enlaces no cambia.

De acuerdo al tipo de reactivo que ataque a la molécula, se puede hablar de dos clases de sustitución: electrolífica y nucleofílica.

4.3.1 Sustitución electrofílica

Este tipo de reacción se observa principalmente en compuestos aromáticos, donde es muy difícil romper un enlace para agregar un nuevo compuesto debido a la deslocalización de los electrones π. Por ello, una reacción de adición es muy poco probable y lo que ocurre en cambio es que el electrófilo reemplaza a un grupo saliente.

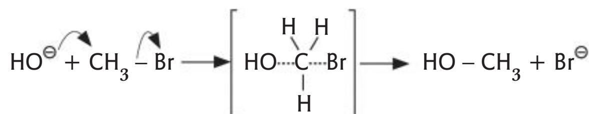


En la figura se observa cómo un elemento electrófilo X es capaz de alterar temporalmente la estructura de resonancia de un grupo aromático, al atraer un par de electrones π deslocalizados, estableciendo una unión con la cadena principal, para que luego el hidrógeno asociado al mismo átomo de carbono donde se unió la sustancia X sea atraído por el elemento Y, restituyendo los electrones π de la cadena principal.

4.3.2 Sustitución nucleofílica

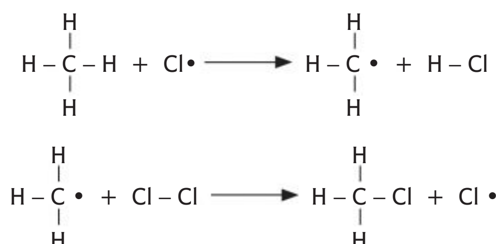
En este tipo de reacción, un nucleófilo ataca a un compuesto orgánico, desplazando a un átomo o grupo de átomos (grupo saliente), que se libera reteniendo el par de electrones del enlace original.

Esta clase de reacciones se da en compuestos con enlaces fuertemente polarizados, como por ejemplo, en **haluros de alquilo**.



4.3.3 Sustitución radicalaria

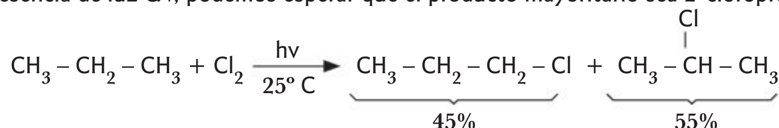
Son reacciones de sustitución que involucran radicales libres como intermedios. Por ejemplo, la **halogenación de alcanos.**



En esta reacción, el H es removido de la molécula principal y reemplazado por un halógeno. Generalmente, la reacción ocurre con Cl_2 o Br_2 puesto que el flúor tiende a ser explosivo y el yodo prácticamente no manifiesta reactividad. Tienden a ser reacciones exotérmicas, pero generalmente requieren radiación UV para iniciar el proceso, lo que permite desestabilizar el enlace presente entre los halógenos (Cl-Cl o Br-Br).

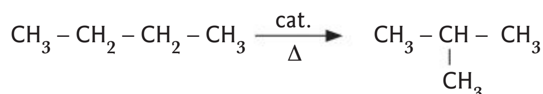


En este proceso, el halógeno se agrega preferentemente al carbono más sustituido, es decir, a carbonos terciarios, seguido por carbonos secundarios y, finalmente, primarios, dado el nivel de estabilidad de los radicales libres que se forman como intermediarios en cada caso. Así, al hacer reaccionar una molécula de propano con cloro gaseoso, en presencia de luz UV, podemos esperar que el producto mayoritario sea 2-cloropropano.



4.4 Reacciones de transposición

Consisten en un reordenamiento de los átomos, produciendo isómeros. Un ejemplo es la conversión de butano en isobutano en presencia de catalizadores.



De los cuatro tipos de reacciones observadas, cada clase de compuesto orgánico puede presentar algunas y otras no. Por ejemplo, como se señaló anteriormente, las reacciones de adición electrofílica son típicas de los alquenos, mientras que los alcanos no presentan este tipo de reacciones. La siguiente tabla resume esta información para los principales tipos de compuestos orgánicos.

Reacciones características de cada tipo de compuesto orgánico

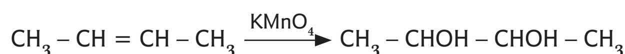
Clase funcional	Fórmula	Reacciones características
Alcano	C-C; C-H	- Halogenación (sustitución de H, comúnmente por Cl o Br) - Combustión (conversión a CO_2 y H_2O)
Alqueno	C=C-C-H	- Adición - Sustitución de H
Alquino	C≡C-H	- Adición - Sustitución de H
Haluro de alquilo	H-C-C-X	- Sustitución de X - Deshidrohalogenación (eliminación de HX)
Alcohol	H-C-C-O-H	- Sustitución de H; - Sustitución de OH; - Deshidratación (eliminación de HOH); - Oxidación (eliminación de 2H)
Éter	(α)C-O-R	- Sustitución de OR; - Sustitución de α–H
Amina	C-NRH	- Sustitución de H; - Adición a N; - Oxidación de N
Anillo bencénico	C_6H_6	- Sustitución de H
Aldehídos	(α)C-CH=O	- Adición - Sustitución de H o α–H
Cetonas	(α)C-CR=O	- Adición - Sustitución de α–H
Ácidos carboxílicos	(α)C-CO_2-H	- Sustitución de H; - Sustitución de OH; - Sustitución de α–H - Adición a C=O
Derivados carboxílicos	(α)C-CZ=O (Z = OR, Cl, NHR, etc)	- Sustitución de Z; - Sustitución de α–H - Adición a C=O

5. Reacciones redox

En química orgánica también es posible encontrar reacciones de óxido-reducción, que son aquellas que cambian el estado de oxidación del carbono. Sin embargo, en términos simplificados, suele aplicarse el término oxidación a reacciones que aumentan la proporción de oxígeno de un compuesto, y la expresión reducción se aplica a reacciones que la disminuyen. Entre los principales tipos de reacciones redox en química orgánica se encuentran:

- Oxidación de alquenos
- Oxidación de alcoholes
- Oxidación y reducción de aldehídos y cetonas
- Combustión

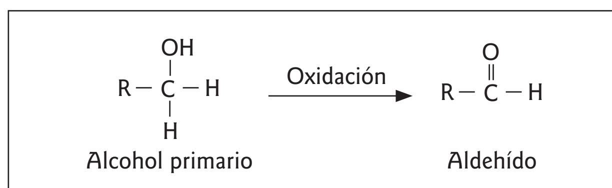
Oxidación de alquenos: los alquenos se oxidan formando dialcoholes e incluso aldehídos o cetonas.

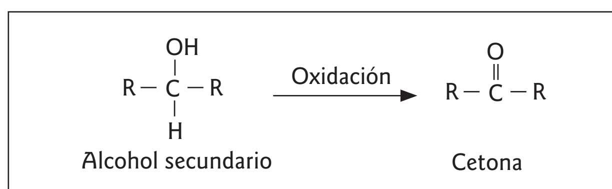


$$CH_3 - CH = CH - CH_3 \xrightarrow{KMnO_4} CH_3 - CHOH - CHOH - CH_3$$

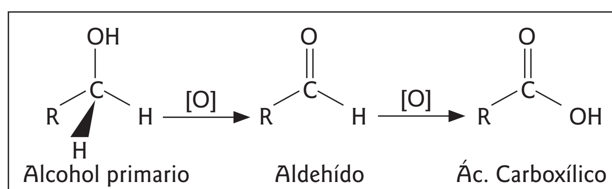
Nótese que esta reacción también puede clasificarse como una adición.

Oxidación de alcoholes: se oxidan por acción de $KMnO_4$ o $K_2Cr_2O_7$. Los alcoholes primarios forman **aldehídos** y los secundarios, **cetonas**. Los alcoholes terciarios son resistentes a la oxidación.

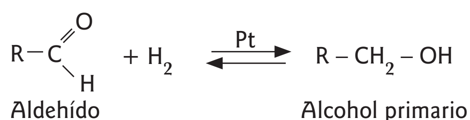


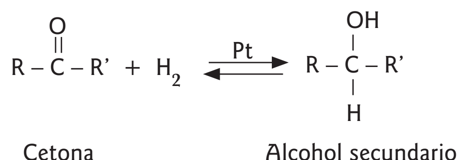


En presencia de un oxidante fuerte, los alcoholes primarios pueden oxidarse a **ácidos carboxílicos**.



Oxidación y reducción de aldehídos y cetonas: como se muestra en la figura anterior, los aldehídos pueden oxidarse a ácidos carboxílicos en presencia de un oxidante fuerte. Pero también pueden reducirse a **alcoholes primarios** en un ambiente reductor. Las cetonas, en tanto, pueden reducirse, formando **alcoholes secundarios**, pero se resisten a la oxidación.





- **Combustión:** corresponde a una oxidación donde los enlaces C-H se cambian por enlaces C-O. Es una de las reacciones orgánicas más comunes de detectar en el mundo moderno, estando claramente asociada a procesos de obtención de energía. Este grupo de reacciones se caracteriza por desarrollarse en presencia de calor y oxígeno, ambos componentes indispensables para este proceso, tal como lo vemos al momento de quemar cualquier tipo de combustible, como leña, carbón, kerosene o gasolina.

  La combustión produce la destrucción de la totalidad de los enlaces químicos presentes en un compuesto, permitiendo la liberación de CO_2 y H_2O. Un ejemplo de esto es lo que ocurre en el proceso de respiración celular, donde la glucosa sufre un proceso de combustión en pos de liberar energía en forma de ATP. De esta manera observamos cómo la reacción química, en presencia de oxígeno y calor, convierte la totalidad de la molécula orgánica en anhídrido carbónico (CO_2) y agua (H_2O).



$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \xrightarrow{\text{calor}} 6\,CO_2 + 6\,H_2O$$

  En este caso particular, cabe destacar dos detalles de importancia:

- Dado que la totalidad de los enlaces sigma resultan destruidos en el proceso, la cantidad de calor liberada a partir de la reacción va a ser directamente proporcional a la fuerza de los enlaces constituyentes.

- Es importante mantener el balance estequiométrico de los reactantes, ya que la ausencia de oxígeno durante el proceso impedirá la correcta formación de CO_2, permitiendo la liberación de CO, gas de alta toxicidad por su afinidad con moléculas como la hemoglobina. Este fenómeno se conoce como **combustión incompleta** y es observable durante la quema de leña húmeda o en el mal funcionamiento de un motor de combustión.

6. Reacciones de formación de grupos funcionales

Los grupos funcionales se originan a partir de reacciones entre distintas moléculas orgánicas, las cuales pueden abarcar fenómenos como la adición, la condensación, la oxidación y otras.

6.1 Alcohol

Los alcoholes nacen a partir de una reacción de adición electrofílica de agua en un alqueno. El alcohol más común de ser producido corresponde al etanol, el cual proviene de la unión de eteno y agua.



$$CH_2 = CH_2 + H_2O \longrightarrow CH_3 - CH_2 - OH$$

Otra forma de obtener alcoholes es a partir de una reacción de fermentación. Este tipo de reacciones se caracteriza por requerir de enzimas que catalicen el proceso, las cuales son producidas por levaduras.

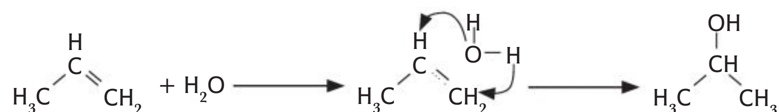


$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2\,CH_3 - CH_2 - OH + 2\,CO_2$$

En alquenos con más de dos átomos de carbono se espera que la adición de moléculas de agua dé origen a alcoholes secundarios, en función de la regla de Markovnikov.

Ejemplo:

Al agregar una molécula de agua a una molécula de propeno esperamos que se cumpla la regla de Markovnikov.



Esto significa que el producto principal obtenido a partir de la hidratación del propeno corresponderá al 2-propanol, un alcohol secundario.

6.2 Éter

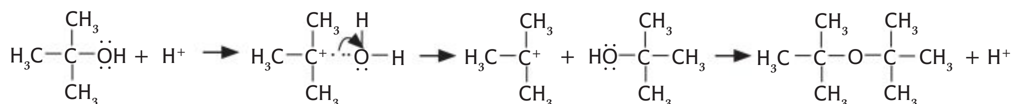
Se producen a partir de una reacción de condensación entre dos alcoholes. En este caso se libera una molécula de agua como consecuencia.

Este proceso debe ser realizado en un ambiente ácido, para lo cual se tiende a utilizar ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Este grupo funcional también puede obtenerse a partir de una adición de alcohol sobre un alqueno.

Ejemplo:

En el caso del grupo éter podemos esperar una reacción en medio ácido, ya que se requiere de los protones liberados por la sustancia ácida para iniciar el mecanismo. Es lo que podemos observar en una reacción entre dos grupos alcohol.



En este caso se observa cómo primero se produce una asociación entre los protones presentes en la disolución ácida con el grupo hidroxilo, permitiendo la salida de una molécula de agua y la formación de un **carbocatión**, es decir, un átomo de carbono con carga positiva, capaz de interactuar y atraer a otro grupo alcohol presente en la disolución.

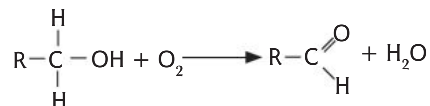
Un mecanismo más simple a la hora de sintetizar este tipo de compuestos aparece en la forma de una sustitución nucleofílica, como la que se presenta entre un alcóxido y un haluro.



$$H_3C - O^-Na^+ + H_3C - Cl \longrightarrow H_3C - O - CH_3 + NaCl$$

6.3 Aldehído

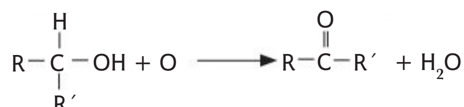
El grupo funcional aldehído tiene su origen en la oxidación de un alcohol primario, permitiendo la reorganización de los enlaces.



Es importante señalar que el oxígeno necesario para llevar a cabo esta reacción raramente estará disponible de forma libre en la naturaleza, siendo necesario contar con un agente oxidante para llevar a cabo esta reacción. Lo más frecuente es recurrir a sustancias como el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), el cual debe ser acidificado para poder llevar a cabo la reacción química (con este propósito se tiende a recurrir al ácido sulfúrico).

6.4 Cetona

El grupo cetona posee un carbonilo no terminal, el cual puede ser producido a través de la oxidación de un alcohol secundario, reacción muy similar a la señalada en el punto anterior, con la diferencia que el carbono unido al grupo hidroxilo (–OH) se encuentra asociado a otros dos átomos de carbono, como se observa en la figura.

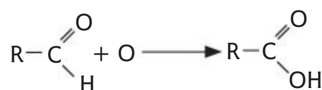


Las condiciones necesarias para producir este fenómeno son similares a las requeridas a la hora de producir la oxidación de un aldehído.

Recordemos que otra forma de dar origen a las cetonas es a través de la hidratación de alquinos, con la consecuente formación de enoles y su posterior reorganización, como ya fue mencionado previamente en este capítulo **(ver reacciones de adición en compuestos insaturados)**.

6.5 Ácido carboxílico

En los ácidos orgánicos encontramos la presencia de un carbonilo y un grupo hidroxilo, los cuales provienen de la oxidación de un aldehído.



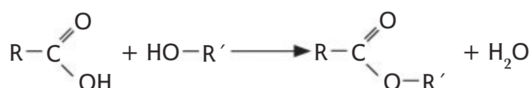
En este caso observamos la continuación del proceso de oxidación observado en la formación de los aldehídos.

De hecho, es muy poco probable que los ácido carboxílicos se obtengan directamente de la oxidación de un aldehído, sino más bien a través de la oxidación completa de un alcohol primario.

Este proceso se ve claramente representado en la oxidación del vino (etanol) hacia vinagre (ácido etanoico). Este mecanismo es similar al que se lleva a cabo a nivel de los peroxisomas de la célula hepática para la detoxificación de los alcoholes intracelulares.

6.6 Éster

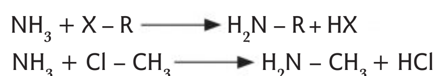
Los ésteres se forman a partir de una reacción de condensación entre un **alcohol** y un **ácido carboxílico**, liberando una molécula de agua en el proceso.



Esta reacción, conocida como esterificación, permite la asociación de moléculas orgánicas, como por ejemplo la unión entre ácidos grasos y glicerol, para conseguir la formación de acilglicéridos (e.g. triglicéridos).

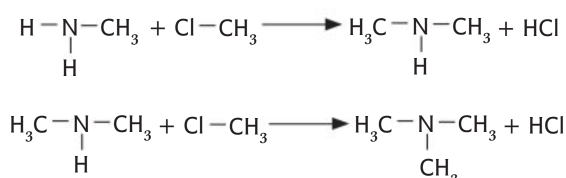
6.7 Amina

La formación de aminas implica la alquilación de una molécula de amoníaco. Para producir esta reacción se debe establecer una reacción química entre un haloalcano y amoníaco.



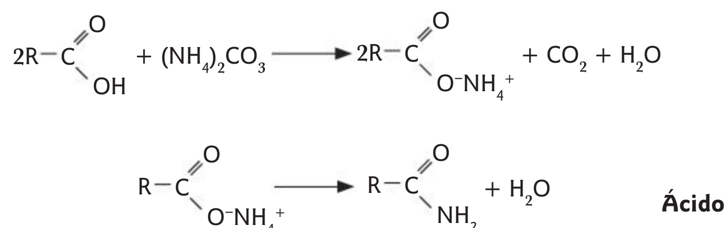
Esta reacción permite la liberación de un hidrácido.

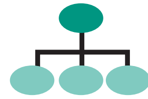
La alquilación de una amina primaria conducirá a la obtención de una amina secundaria y, subsecuentemente, la alquilación de una amina secundaria producirá una amina terciaria.



6.8 Amida

La formación de amidas requiere de un ácido carboxílico, el cual debe ser transformado en primer lugar hacia una sal de amonio, para lograr su posterior deshidratación en presencia de calor.





Esquema de síntesis

Compuestos orgánicos

su reactividad depende de

- Efectos esféricos
- Efectos electrónicos
  - Efecto inductivo
  - Resonancia
  - Hiperconjugación

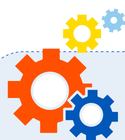
experimentan reacciones de

- Adición
  - Nucleofílica
  - Electrofílica → Regla de Markovnikov
- Transposición
- Sustitución
  - Nucleofílica
  - Electrofílica
- Eliminación → Regla de Saytzeff

involucran

Ruptura de enlaces

- Homolítica
  - produce: Radicales libres
- Heterolítica
  - produce: Carbocationes, Carbaniones



Actividades

1. Ejemplifica las siguientes situaciones con ecuaciones químicas.

Un alqueno reacciona con un hidrácido.

La oxidación de un alcohol primario.

La oxidación de un alcohol secundario.

Formación de las diferentes funciones orgánicas.

Adición de un alcohol a un alqueno.

Reacción entre benceno, ácido sulfúrico y ácido nítrico.

2. Define y ejemplifica.

*Los reactivos nucleófilos:*____

Los reactivos electrófilos: ____

Regla de Markovnikov: ____

Sulfonación: ____

Glosario

Ácido
Especie química que libera iones hidrógeno H^+ (definición de Lowry – Brønsted, que en este contexto coincide con la definición clásica de Arrhenius).

Ácido carboxílico
Compuesto orgánico que contiene el grupo funcional carboxilo, -COOH.

Ácidos nucleicos
Biopolímero con unidades monoméricas formadas por un azúcar, un grupo fosfato y una base orgánica.

Alcano
Compuesto orgánico de cadena abierta que contiene solo carbono e hidrógeno, y que carece de enlaces dobles o triples.

Alcohol
Compuesto orgánico que contiene el grupo hidróxilo, -OH.

Aminoácido
Molécula con un grupo amino en el carbono adyacente a un grupo carboxílico.

Alqueno
Compuesto orgánico de cadena abierta que contiene solo carbono e hidrógeno, y que tiene uno o más enlaces dobles C=C.

Alquimia
Actividad desarrollada en la Edad Media, mezcla de filosofía, misticismo, magia y química. Su objetivo principal fue la transformación de los metales comunes en oro.

Alquino
Compuesto orgánico de cadena abierta, constituido exclusivamente por carbono e hidrógeno, y que contiene uno o más enlaces triples C ≡ C.

Anodizado
Procedimiento mediante el que se somete un metal o recubrimiento metálico a un proceso de oxidación electroquímica, funcionando dicho metal como ánodo de la celda electroquímica.

Átomo
Es la partícula más pequeña que posee las propiedades de un elemento. Toda la materia está compuesta de átomos.

Azurita
Mineral de cobre de interés industrial, cuya fórmula es $CuCO_3$ x $Cu(OH)_2$.

Base
Especie química que capta iones hidrógeno H^+ (definición de Lowry – Brønsted).

Calor
Energía en tránsito que fluye desde un cuerpo que se encuentra a mayor temperatura a otro que está a menor temperatura.

Cambio de estado
Es la interconversión de la materia entre los estados sólido, líquido o gaseoso.

Cambio físico
Es el cambio de la materia en el que no se modifica la identidad y composición de la sustancia en cuestión. Este cambio es reversible. Por ejemplo: evaporación del agua.

Cambio químico
Es la transformación en la materia que produce un cambio de la identidad de una o más sustancias, siendo este un cambio irreversible. Por ejemplo: combustiones y oxidaciones.

Capa de valencia
Nivel de energía de un átomo que determina sus propiedades químicas, en particular la formación de enlaces.

Ciencia experimental
Estudio cuyos principios y leyes provienen de la experimentación, es demostrable y puede tener aplicación práctica.

Compuesto covalente
Compuesto que contiene solo enlaces covalentes.

Compuesto orgánico
Compuesto que contiene carbono, por lo común en combinación con hidrógeno, oxígeno o nitrógeno, y de forma menos frecuente con fósforo, halógenos o azufre.

Configuración electrónica
Distribución de los electrones en los diversos niveles energéticos de un átomo, ion o molécula.

Datación radioactiva
Método usado para determinar la edad de objetos de interés científico, histórico o arqueológico, y que se basa en la determinación de la cantidad relativa o concentración de un isótopo inestable, de vida media relativamente larga.

Desnaturalización
Perturbación estructural de una proteína con pérdida de su función.

Dismutación
Proceso de óxido-reducción interno, en el que un átomo en un compuesto se oxida, en tanto que otro (s) átomo(s) del mismo tipo se reduce(n).

Disolución amortiguadora (disolución Buffer)
Solución que contiene un ácido o base débil y una de sus sales, que tiene la propiedad de mantener el pH dentro de un estrecho rango cuando se le adicionan cantidades discretas de ácidos o bases.

Efecto estérico
Influencia sobre la velocidad relativa de reacción del arreglo espacial de átomos o grupos en el sitio de reacción o próximo a este que, retarda o prácticamente impide la reacción.

Electroafinidad (afinidad electrónica)
Es la energía asociada a la captación de un electrón por la capa de valencia de un átomo.

Electrófilo
Especie que presenta alguna deficiencia de electrones o que tiene carga positiva y que se enlaza a átomos, particularmente carbono, en especies de alta densidad de carga electrónica o con carga negativa.

Electrometalurgia
Proceso de obtención, separación o purificación de un metal que ocupa un método electroquímico.

Electronegatividad
Capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer los electrones hacia sí.

Elemento químico
Es una sustancia constituida por un solo tipo de átomos, que puede formar parte de todas las demás sustancias.

Energía de enlace
Energía necesaria para romper un enlace. Por lo general, se refiere a 1 mol de enlaces y se expresa en kJ x mol^{-1}.

Energía de ionización (potencia de ionización)
Energía necesaria para desprender un electrón de un átomo aislado al estado gaseoso y llevarlo al infinito. Corresponde a la energía involucrada en el proceso.


$$M(g) \rightarrow M^{+}(g) + e^{-}$$

Energía interna
Comprende todas las formas de energía de un sistema y se compone de las energías propias de las partículas y de sus interacciones.

Energía libre (G)
Función de estado termodinámica que permite determinar la dirección en que ocurre un proceso en forma espontánea. Se define formalmente $\Delta G = \Delta H\text{-}T\Delta S$, en la que H es la entalpía del sistema, T su temperatura absoluta (en grados Kelvin) y S, su entropía.

Enlace covalente
Fuerza que mantiene unidos a dos átomos, cuando comparten uno o más pares de electrones.

Enlace iónico
Atracción entre átomos con carga opuesta en un compuesto iónico. Se produce cuando un átomo cede uno o más electrones y el otro lo(s) acepta.

Enlace metálico
Enlace formado por elementos metálicos que es fuertemente deslocalizado.

Entalpía (H)
Función de estado termodinámica que se define formalmente como $H = E + PV$, en donde E es la energía interna del sistema, P su presión y V el volumen que este ocupa.

Entorno
Es la parte externa de un sistema termodinámico y que junto a este conforma el universo.

Entropía (S)
Función de estado termodinámica que se relaciona con el grado de ordenamiento del sistema.

Espectroscopio
Aparato que separa en sus componentes de longitud de onda característica la radiación electromagnética emitida o absorbida por un átomo.

Espontaneidad
Un proceso es termodinámicamente espontáneo cuando ocurre en una determinada dirección, si un sistema es abandonado a su suerte. Todos los procesos que ocurren con una disminución de la llamada energía libre son espontáneos.

Estabilidad cinética
Se dice que una sustancia o sistema es cinéticamente estable frente a una transformación dada, si ella ocurre con una velocidad muy pequeña.

Estabilidad termodinámica
Un sistema es termodinámicamente estable frente a un proceso determinado si este no ocurre en forma espontánea ($\Delta G > 0$).

Estado de equilibrio
Estado de un sistema en el que las variables de estado se mantienen indefinidamente inalteradas mientras no se cambien las condiciones del entorno.

Estado o número de oxidación
Se define formalmente, para un átomo en un compuesto binario, como el número de electrones que gana o pierde dicho átomo para formar un compuesto.

Estequiometría
Proporción en que los elementos o compuestos reaccionan entre sí.

Estereoquímica
Representación de una molécula en el espacio tridimensional, de modo que refleja la real ubicación de sus átomos o grupos atómicos.

Ésteres
Compuestos orgánicos de fórmula R-COO-R.

Estructura de Lewis
Representación de los electrones de la capa de valencia de un átomo mediante puntos. Los enlaces covalentes simples entre dos átomos se representan por un par de puntos o por un trazo, los enlaces dobles por dos pares de puntos o por dos trazos, y así sucesivamente.

Evaluación sensorial
Es el paso de una secuencia destinada a identificar las características de las sustancias que no pueden expresarse por medio de un valor matemático, como lo son el aroma y el sabor.

Factores de estabilidad nuclear
Son los factores de los que depende la estabilidad de un núcleo. Ellos son el cuociente neutrón / protón y la paridad (número par o impar de protones y neutrones).

Fisión nuclear
Fenómeno de ruptura de un núcleo en fragmentos de menor masa.

Función de estado
Función cuyo valor depende del estado actual de un sistema y no de su historia previa. Las principales funciones de estado son la energía interna, la entalpía, la entropía y la energía libre.

Fusión nuclear
Fenómeno de unión de dos núcleos o partículas para formar un núcleo de mayor masa.

Galvanizado
Procedimiento de protección de un metal, predominantemente hierro, frente al daño producido por la oxidación mediante su recubrimiento con una capa de zinc.

Gas
Estado de la materia en que sus moléculas tienen alta energía cinética. Entre las moléculas de un gas existe poca fuerza de atracción.

Gas noble
Elemento del grupo 0 (18), He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Los gases nobles se caracterizan por sus niveles "np" completos (a excepción del He que completa la capa 1s) y son elementos de escasa, pero no nula, reactividad química. Por ello no se deben denominar "gases inertes".

Genoma
Estructura genética completa de un organismo.

Grupo funcional
Conjunto de átomos enlazados de una determinada manera, que caracteriza el comportamiento físico-químico de las moléculas que lo contienen. Ejemplos típicos son los grupos funcionales ácido carboxílico (R-COOH), alcohol (R-OH) y éster (R-COO-R).

Hibridación
Combinación algebraica de orbitales atómicos de energía similar, para generar un número equivalente de orbitales "mezclados" o "híbridos".

Hidratación
Fenómeno por el cual un ion o molécula se rodea de moléculas de agua. Para el caso general de cualquier disolvente, el proceso se denomina solvatación.

Hidrometalurgia
Método de obtención, separación o purificación de un metal que utiliza soluciones o suspensiones acuosas.

Hipótesis científica
Es una posible explicación a un hecho o fenómeno del cual puede haber o no antecedentes previos.

Ion dipolar
Especie neutra, característica de aminoácidos, que muestra dos polos de carga opuesta.

Ion monoatómico
Especie eléctricamente cargada que consta de solo un átomo.

Ion poliatómico
Especie eléctricamente cargada consistente de dos o más átomos.

Indicador ácido-base
Sustancia que manifiesta un cambio (por lo general de color) a determinado valor de la concentración de iones H^+ en la disolución.

Irreversibilidad
En un sentido no riguroso, alude a la calidad de procesos (irreversibles) en un sistema que ocurren cuando se alteran las condiciones del entorno, en una sola dirección, es decir, no en dirección contraria.

Isómeros geométricos
Moléculas con idéntico número de átomos y enlaces, pero con diferente distribución espacial.

Isótopo
Especie atómica caracterizada por un cierto número de protones y neutrones. Para un mismo elemento se pueden dar varios isótopos, cuyos núcleos difieren solo en el número de neutrones.

Iatroquímica
Actividad posterior a la alquimia, considerada como el arte de curar sobre la base de extraños vegetales y otros preparados.

Ley
Es la expresión matemática u oral de un fenómeno en el cual se observa regularidad en su comportamiento.

Leyes de Faraday de la electrólisis
Leyes descubiertas por Michael Faraday, en 1833, que establecen relaciones cuantitativas entre la cantidad de corriente que ha circulado por una celda electroquímica y la masa de sustancia transformada. La cantidad de sustancia o cambio químico producido por la corriente eléctrica es proporcional a la carga eléctrica que ha circulado por la celda electrolítica.

Para una misma cantidad de carga eléctrica que ha circulado por una celda electrolítica, la cantidad de sustancia o cambio químico producido es proporcional al peso equivalente de la sustancia. Este se define como la masa molar, expresada en gramos, asociada a la captación o cesión de un electrón durante el proceso electroquímico para cada una de las especies en una cantidad igual a un número de Avogadro. (Véase unidad Faraday).

Lixiviación bacteriana
Proceso utilizado para disolver minerales, principalmente de cobre, uranio y oro, utilizando cultivos de bacterias.

Materia
Es todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

Mecanismo de reacción
Descripción de una secuencia de eventos que se postula que ocurren a nivel molecular cuando los reactantes se transforman en productos.

Mena
Material de un yacimiento mineral, disponible en una concentración tal que permite su procesamiento para la obtención del correspondiente metal.

Metalurgia
Es la ciencia que trata sobre la obtención de un metal a partir de su mineral, en un estado apropiado de pureza para el empleo al que se le va a destinar.

Método cuantitativo
Secuencia de pasos destinados a obtener de las sustancias características medibles, por medio de un valor matemático, como, por ejemplo, análisis de masa y densidad.

Metales
Elementos de brillo característico, que conducen bien la corriente eléctrica y el calor.

Metaloide
Elemento con propiedades intermedias a las de los metales y los no metales. Su conductividad eléctrica aumenta al elevar la temperatura.

Mezcla
Combinación de sustancias en la que cada una conserva sus características individuales.

Modelo planetario
Modelo que describía al átomo como un diminuto sistema solar, en el que los electrones giraban alrededor del núcleo de manera análoga a como lo hacen los planetas alrededor del sol. Este modelo fue superado ya que no corresponde a una realidad física.

Molalidad (m)
Unidad de concentración de disoluciones que se define como el número de moles de soluto disuelto en 1 kilogramo de disolvente.

Molaridad (M)
Unidad de concentración definida por el número de moles de soluto o de especies iónicas en 1 litro de disolución.

Monómero
Compuestos a partir de los cuales se preparan polímeros.

No metal
Elemento que es mal conductor del calor y de la electricidad.

Nucleófilo
Especie que presenta un par electrónico no compartido o con carga negativa, que específicamente ataca a un átomo, generalmente de carbono, de una molécula que exhibe baja densidad de carga electrónica o carga positiva.

Número de Avogadro
$6{,}0221 \times 10^{23}$. Es el número de partículas en 1 mol.

Número másico
Suma del número de protones y neutrones en un átomo específico.

Observación
Acto de examinar atenta y objetivamente por medio de los sentidos un fenómeno u objeto.

Orbital
Se puede definir como una región del espacio alrededor del núcleo atómico que puede estar ocupada por 1 o 2 electrones. Esta no es una definición rigurosa, ya que el orbital es una función matemática o función de onda característica, que es solución de la ecuación de ondas de Schrödinger. Para el caso de un átomo se designan como orbitales atómicos, mientras que en las moléculas se conocen con el nombre de orbitales moleculares.

Osmosis
Paso de moléculas de disolvente a través de una membrana semipermeable, que se manifiesta por un flujo neto de disolvente desde una disolución diluida o desde el disolvente puro hacia una disolución más concentrada.

Osmosis inversa
Es el fenómeno inverso al espontáneo de osmosis y se logra aplicando una presión a una solución concentrada de modo que las moléculas de solvente pasen a través de una membrana semipermeable hacia otra disolución más diluida o hacia el disolvente puro.

Oxidación
Proceso que involucra, formalmente, la cesión de uno o más electrones por parte de un átomo (o un grupo de átomos). Se dice que este (o estos) se oxida(n).

Polaridad de enlace
Propiedad permanente de un enlace que se manifiesta por una separación parcial de carga eléctrica determinada por la diferente electronegatividad de los átomos unidos.

Polímeros
Se denomina así a todas las moléculas de una gran cantidad de componentes. Se originan por la unión de muchas moléculas más simples, denominadas monómeros, y que son idénticas entre sí.

Presión
Variable de estado en un sistema termodinámico que se relaciona, en un gas, con el número de choques y cantidad de movimiento.

Primer principio de termodinámica
Es una reformulación del principio de conservación de la energía y establece que la variación de energía interna de un sistema se calcula conociendo el calor y trabajo intercambiado por el sistema.

Principio de Constitución de Bohr
Establece que en la construcción de la estructura electrónica de un átomo los electrones ocupan primero los niveles inferiores de menor energía y, sucesivamente, a medida que estos se van completando, los niveles superiores de mayor energía. Se le llama también principio de "Aufbau".

Principio de exclusión de Pauli
Los electrones siempre ocupan un orbital con *spin* opuesto, de modo que éste jamás puede ser ocupado por más de dos electrones. Ello debido a que el número de *spin* asociado al electrón tiene solo dos valores posibles y un tercer electrón tendría, necesariamente, su número de *spin* igual al de alguno de los otros dos.

Principio de máxima multiplicidad de Hund
Principio que establece que los electrones en un átomo ocupan varios niveles de idéntica energía de modo tal que su número de *spin* total, comprendido como la suma de los números de *spin* de los electrones individuales, es máximo.

Proceso
Transformación que ocurre en un sistema.

Proceso endotérmico
Proceso en el que el sistema absorbe calor desde el entorno.

Proceso espontáneo
Es todo proceso que ocurre con una disminución de su energía libre.

Proceso exotérmico
Proceso en el cual el sistema libera calor al entorno.

Proceso irreversible
Es todo proceso que ocurre en un sistema aislado, en una dirección determinada y que no se puede revertir al someter al sistema a condiciones similares a las que existían antes de ocurrir dicho proceso.

Proceso reversible
Proceso que ocurre en un sistema aislado y que se puede revertir cuando se le somete a las condiciones iniciales.

Producto iónico del agua K_W
Producto de las concentraciones molares de iones H^+ y OH^- que tiene un valor constante equivalente a 1×10^{-14} dependiendo de la temperatura. En rigor depende también de la concentración de sales y/o de la presencia de otros solutos como el alcohol.

Propiedades periódicas
Propiedades de los átomos de los elementos químicos que se repiten en forma regular o cíclica cuando se representan vs. su número atómico.

Química
Ciencia experimental que estudia la materia, en cuanto a su composición, sus características, las transformaciones que pueden experimentar y las leyes que rigen estos cambios.

Radioactividad
Desintegración espontánea de núcleos atómicos inestables, acompañada de la emisión de radiación ionizante (α, β o γ).

Radio atómico
En el caso de una molécula diatómica homonuclear, esto es, formada por dos átomos de la misma naturaleza, el radio atómico es la mitad de la distancia que separa los núcleos atómicos.

Radiólisis
Producción de reacciones químicas por exposición a radiación ionizante de un sistema, ya sea este una sustancia pura gaseosa, líquida, sólida o una disolución.

Reducción
Proceso que significa, formalmente, la captación de uno o más electrones por parte de un átomo o grupo de átomos. Se dice que este o estos se reduce(n).

Replicación
Proceso de duplicación del ADN.

Semirreacción
Es un proceso que representa, la oxidación o la reducción de un átomo en una reacción redox.

Serie radioactiva natural
Secuencia de etapas de desintegración de un isótopo radiactivo natural, que produce finalmente un isótopo estable.

Sistema
Región del universo separado de este por un borde o límite, real o imaginario.

Sistema abierto
Es todo sistema que permite transferencia de masa y energía con el entorno.

Sistema aislado
Se denomina así a todo sistema que no intercambia materia ni energía con el alrededor.

Sistema cerrado
Un sistema cerrado solo intercambia energía con el alrededor.

Sistema no reactivo
Sistema que respecto de un proceso determinado no sufre transformación química.

Sitio activo
Zona funcional de una enzima.

Sustitución nucleofílica
Reacción iniciada por un nucleófilo en la que este reacciona con un sustrato o reactante, reemplazando un átomo que es expulsado como anión.

Temperatura
Es una variable de estado que, según el modelo cinético-molecular, es una medida de la energía cinética o grado de agitación de las moléculas.

Teoría
Conjunto de leyes científicas que explican un determinado fenómeno.

Teoría cuántica
Teoría desarrollada por varios físicos a partir de 1900, año en que Max Planck enuncia su revolucionaria teoría de los cuantos, que explica exitosamente la distribución de energía en una cavidad (cuerpo negro), problema que no tiene una resolución si se intenta explicar a través de la física clásica o newtoniana.

Termodinámica
Es el estudio de los sistemas en relación a la factibilidad de los procesos que ocurren en ellos y a los intercambios de energía que en una transformación, cualquiera sea su naturaleza, tiene lugar entre el sistema y su entorno.

Titulación
Adición controlada de una disolución de concentración exactamente conocida (o estandarizada) a una disolución de concentración desconocida, con el objeto de determinar el contenido o la concentración de una especie que reacciona con otra de la primera.

Unidad Faraday (electrólisis)
Se designa así a la cantidad de carga eléctrica equivalente a 96.485,34 Coulomb que corresponde a 1 mol o número de Avogadro de electrones.

Variables de estado
Conjunto de magnitudes que definen completamente el estado o condición termodinámica en que se encuentra un sistema. A partir de ellas es posible determinar cualquier propiedad (función de estado) del sistema.

Variables experimentales
Son los factores que tienen relación con el fenómeno en estudio. Para que este sea claro y sencillo, se fijan una serie de magnitudes (variables controladas) y se estudia la forma en que varía una magnitud (variable dependiente) cuando se produce una variación de otra magnitud (variable independiente).

Vida media
Tiempo característico, para un isótopo determinado, que tarda en ocurrir la desintegración de la mitad de sus átomos. Se aplica en general a cualquier proceso cinético.

Vidrio
Producto transparente, rígido, que carece de una estructura ordenada interna como la de un cristal.

Vulcanización
Proceso mediante el cual se trata la goma natural con azufre para mejorar sus propiedades.

Bibliografía General

- **"Curso de Química General",** Santa María, Francisco; tomo I y II, Ed. Universitaria, 1984.
- **"Fundamentos de Química"**, Ricardo Feltre; volumen único, Editora Moderna, 3ª edición, 2002.
- **"La Química"**, Gebauer, Claudio; Ed. Universitaria, 1984.
- **"Manual de Química"**, Summers, Donal B.; Grupo Editorial Iberoamérica, 1983 (1975).
- **"Química Curso Universitario"**, Maham, Bruce H., Fondo Educativo Interamericano, 1977.
- **"Fundamentos de Química General"**, Garzóhn G., Gillermo; Ed. McGraw-Hill, 1991.
- **"Apuntes de Química General"**, Balocchi C., Emilio, et al; tomo I y II, Departamento de Química, Edición USACH, 1993, 1994.
- **"Apuntes de Química I y II"** , Sánchez Tapia, Carlos y Fuster A., Ma Angélica; 2 Ed. Salesiana, 1989, (1985).
- **"Química Básica"**, Melo Araya, Mario; tomo I: Estequiometría, Ed. Universitaria, 1987.

Las figuras que se presentan en este texto han sido extraídas de los siguientes libros:

- **"Ciencias Químicas Educación Media",** Eugenia Águila Garay, José Tomás López Vivar, Leonor Marambio Montero; Tomo I, Editorial Santillana.
- **"Ciencias Químicas Educación Media"**, Eugenia Águila Garay, José Tomás López Vivar, Leonor Marambio Montero; Tomo II, Editorial Santillana.
- **"Ciencias Químicas Educación Media"**, José Tomás López Vivar, Manuel Martínez Martínez, Javier E. Jorquera, Mónica Muñoz Cor.
- **"Habilidades de Pensamiento Científico"**, DEMRE, 2015.

Tabla periódica de los elementos químicos

Metales — No Metales — Gases nobles

Número atómico ← 2 He 4,0 → Masa atómica; He → Símbolo; Helio → Nombre

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1,0 Hidrógeno																	2 He 4,0 Helio
3 Li 6,9 Litio	4 Be 9,0 Berilio											5 B 10,8 Boro	6 C 12,0 Carbono	7 N 14,0 Nitrogéno	8 O 16,0 Oxígeno	9 F 19,0 Flúor	10 Ne 20,2 Neón
11 Na 23,0 Sodio	12 Mg 24,3 Magnesio											13 Al 27,0 Aluminio	14 Si 28,1 Silicio	15 P 31,0 Fósforo	16 S 32,1 Azufre	17 Cl 35,5 Cloro	18 Ar 39,9 Argón
19 K 39,1 Potasio	20 Ca 40,1 Calcio	21 Sc 45,0 Escandio	22 Ti 47,9 Titanio	23 V 50,9 Vanadio	24 Cr 52,0 Cromo	25 Mn 54,9 Manganeso	26 Fe 55,8 Hierro	27 Co 58,9 Cobalto	28 Ni 58,7 Níquel	29 Cu 63,5 Cobre	30 Zn 65,4 Cinc	31 Ga 69,7 Galio	32 Ge 72,6 Germanio	33 As 74,9 Arsénico	34 Se 79,0 Selenio	35 Br 79,9 Bromo	36 Kr 83,8 Criptón
37 Rb 85,5 Rubidio	38 Sr 87,6 Estroncio	39 Y 88,9 Itrio	40 Zr 91,2 Circonio	41 Nb 92,9 Niobio	42 Mo 95,9 Molibdeno	43 Tc (99) Tecnecio	44 Ru 101,1 Rutenio	45 Rh 102,9 Rodio	46 Pd 106,4 Paladio	47 Ag 107,9 Plata	48 Cd 112,4 Cadmio	49 In 114,8 Indio	50 Sn 118,7 Estaño	51 Sb 121,8 Antimonio	52 Te 127,6 Teluro	53 I 126,9 Yodo	54 Xe 131,3 Xenón
55 Cs 132,9 Cesio	56 Ba 137,3 Bario	57-71	72 Hf 178,5 Hafnio	73 Ta 180,9 Tantalo	74 W 183,8 Volframio	75 Re 186,2 Renio	76 Os 190,2 Osmio	77 Ir 192,2 Iridio	78 Pt 195,1 Platino	79 Au 197,0 Oro	80 Hg 200,6 Mercurio	81 Tl 204,4 Talio	82 Pb 207,2 Plomo	83 Bi 209,2 Bismuto	84 Po (210) Polonio	85 At (210) Astato	86 Rn (222) Radón
87 Fr (223) Francio	88 Ra (226) Radio	89-103	104 Rf (261,1) Rutherfordio	105 Db (262,1) Dubnio	106 Sg (263,1) Seaborgio	107 Bh (264,1) Bohrio	108 Hs (265,1) Hassio	109 Mt (268) Meitnerio	110 Ds (269) Darmstadio	111 Rg (272) Roentgenio	112 Cn (272) Copernicio	113 Nh Nihonio	114 Fl (285) Flerovio	115 Mc Moscovio	116 Lv (289) Livermorio	117 Ts Tenesio	118 Og Oganesón

Lantánidos	57 La 138,9 Lantano	58 Ce 140,1 Cerio	59 Pr 140,9 Praseodimio	60 Nd 144,2 Neodimio	61 Pm (147) Prometio	62 Sm 150,3 Samario	63 Eu 152,0 Europio	64 Gd 157,2 Gadolinio	65 Tb 158,9 Terbio	66 Dy 162,5 Disprosio	67 Ho 164,9 Holmio	68 Er 167,3 Erbio	69 Tm 168,9 Tulio	70 Yb 173,0 Iterbio	71 Lu 175,0 Lutecio
Actínidos	89 Ac (227) Actinio	90 Th 232,0 Torio	91 Pa (231) Protactinio	92 U 238,0 Uranio	93 Np (237) Neptunio	94 Pu (242) Plutonio	95 Am (243) Americio	96 Cm (247) Curio	97 Bk (247) Berquelio	98 Cf (251) Californio	99 Es (252) Einstenio	100 Fm (257) Fermio	101 Md (256) Mendelevio	102 No (259) Nobelio	103 Lr (262) Laurencio


Cpech
EL PREUNIVERSITARIO DE CHILE